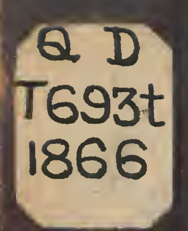




Surgeon General's Office
LIBRARY.
ANNEX
Section,
No. 85768



TRATADO ELEMENTAL
DE QUIMICA.

ARREGLADO AL CURSO DE HUMANIDADES

DEL INSTITUTO NACIONAL

POR

DIEGO ANTONIO TORRES.



SANTIAGO.
IMPRENTA DEL INDEPENDIENTE, CALLE DE LOS HUÉRFANOS, NÚM. 64.

1866.

ADVERTENCIA.

Deseando formar un tratado elemental de química adaptado a las necesidades de los estudiantes de humanidades de nuestros colejios, creí que debia ajustarme en la ejecucion de este trabajo al plan i al sistema de alguno de los mas distinguidos profesores de esta ciencia. Elejí al efecto el tratado escrito en frances por M. J. Langlebert, que me pareció recomendable por su claridad i precision; pero me he permitido apartarme a veces de dicho libro, para abreviar ciertos puntos que juzgaba de importancia secundaria, i para detenerme en otros mas importantes, introduciendo en ellos considerables agregaciones.

Por lo que toca al órden de esposicion, he seguido el de M. Regnault en su *Curso de Quimica*, que es sin disputa el mas razonado i lójico de cuantos se han indicado para el estudio de esta ciencia.

Ademas de los libros citados, he tenido siempre a la vista otros tratados de química que, como los de Pelouze et Fremy i Dumas, me han servido particularmente para introducir algunas utilísimas agregaciones en la obra de M. Langlebert. De todos modos, es esta última la qne me ha servido de norma para la composicion del presente libro.

QUÍMICA.

I.

NOCIONES PRELIMINARES.

Diversos estados de la materia.—Cohesion: sus efectos.—Afinidad; sus modificaciones.—Análisis.—Síntesis.—Cuerpos simples: metaloides, metales.—Cuerpos compuestos: ácidos, bases, cuerpos neutros, sales.—Nomenclatura química.—Proporciones múltiplas.

Definicion de la química. Diversos estados de la materia.

1. Definicion de la quimica.—La *química* tiene por objeto el estudio de las propiedades particulares de los cuerpos, de su constitucion íntima, de las acciones que sus moléculas ejercen unas sobre otras i de las leyes que presiden en sus combinaciones. Enseña el medio de estraer, preparar i purificar todas las sustancias de oríjen mineral u orgánico; hace conocer sus aplicaciones industriales. Ninguna ciencia presenta un carácter tan alto de utilidad práctica como la química: la medicina, la agricultura, la hijiene pública, la metalurjia, la fotografía i la mayor parte de las industrias modernas necesitan de su socorro i de sus luces. El estudio de las ciencias no solo tiene por objeto elevar i fortificar el espíritu, sino tambien el de concurrir al bienestar material del hombre. Bajo este punto de vista, la química viene a ser, de todos los conocimientos humanos, el que ofrece mas interes i el que debe ser estudiado i cultivado con mayor esmero.

Se divide jeneralmente la química en *química mineral* i en *química orgánica*. La primera corresponde al estudio de los cuerpos brutos o inorgánicos; la segunda se ocupa de las materias de oríjen orgánico, vejetal o animal. Sinembargo, esta division que parece natural, no está conforme con las leyes fundamentales de la constitucion de los cuerpos, leyes que forman necesariamente la báse de los

estudios químicos: bajo este punto de vista, la química mineral i la química orgánica se confunden en una sola ciencia, la cual no podria dividirse en dos, sin romper la cadena de relaciones i analojías que ligan entre sí todos los cuerpos, cualquiera que sea su naturaleza i su oríjen. La química se divide aun en *química jeneral* o filosófica i en *química aplicada*; esta última comprende la química médica, la química agrícola, la química manufacturera, la química fisiolójica, anatómica, analítica, etc., segun su aplicacion a tal o cual ramo científico o industrial.

2. Diversos estados de la materia. Acciones diversas que resultan del contacto de los cuerpos.—La materia se nos presenta bajo tres estados diferentes: el estado *sólido*, el *líquido* i el *gaseoso*. Algunos cuerpos pueden tomar estos tres estados: como por ejemplo el agua, el ácido carbónico, el azufre, el ácido acético, etc., otros solo pueden existir al estado sólido o líquido, como por ejemplo el platino entre los metales i la cera entre los cuerpos orgánicos, existen algunos cuerpos que no se presentan jamas sinó al estado sólido: tales son el carbono, la cal, etc. La mayor parte de los gases, cuando se les somete a una fuerte presion o a una temperatura mui baja, pasan al estado líquido, i algunos aun al estado sólido; otros como el oxíjeno, hidrójeno, azoe, han resistido siempre a todos los medios de liquifaccion conocidos hasta el dia, por esta razon se les llama gases *permanentes*, pero es probable que se liquidasen si fuesen sometidos a presiones mas enérjicas i a temperaturas mas bajas.

Los químicos dividen los cuerpos en *cuerpos simples* i en *cuerpos compuestos*. Los cuerpos simples son aquéllos de los cuales no se puede sacar mas de una sola especie de materia; el oxíjeno, el azufre, el hierro, plomo, platino, etc., son cuerpos simples. Los cuerpos compuestos son aquéllos de los cuales se pueden estraer varias materias de naturaleza diferente; tales son por ejemplo, la sal marina, de la cual se puede obtener dos sustancias, el cloro i el sodio; el mármol, del cual se puede obtener oxíjeno, carbono i un metal llamado calcio, etc.

Los cuerpos puestos en contacto, ejercen unos sobre otros acciones mui variadas, i cuyo conocimiento es el principal objeto de la química. Estas acciones consisten en combinaciones de los cuerpos simples entre sí i en descomposiciones de los cuerpos compuestos; están bajo la influencia de dos fuerzas: la *cohesion* i la *afinidad*.

Cohesion, afinidad, análisis, síntesis.

3. Cohesion i sus efectos.—Se ha dado el nombre de *cohesion* a la fuerza que une las moléculas similares de un cuerpo; esta fuerza mui enérjica en los sólidos, es excesivamente débil en los líquidos i

nula en los gases, en estos últimos cuerpos, las moléculas léjos de atraerse, se repelen sin cesar i solo se mantienen unidas por las presiones esteriores que soportan.

El calórico tiende a destruir la cohesion, en todos los casos la disminuye; esto es lo que demuestran los fenómenos de la fusion i de la volatilizacion. Puede aun disminuirse la cohesion de un cuerpo poniéndole en contacto con un líquido capaz de disolverle.

La cristalizacion, la dureza, la tenacidad, la ductilidad, la maleabilidad i la mayor parte de los caractéres físicos de los cuerpos son efectos de la cohesion.

4. AFINIDAD I SUS MODIFICACIONES.—Se llama *afinidad*, la fuerza que une las moléculas de los cuerpos simples, para formar las moléculas de los cuerpos compuestos. Así la afinidad es la fuerza que en la sal marina mantiene unidas las moléculas de cloro i las de sodio para formar este cuerpo. La afinidad hace el principal papel en todos los fenómenos químicos; esta fuerza es la que preside a las combinaciones de los cuerpos i la que determina la mayor parte de las descomposiciones. Esta fuerza puede ser modificada en sus resultados por muchas circunstancias, de las cuales las principales son: la *cohesion*, el *calórico*, la *electricidad* i la *presion*.

1.° *Cohesion.*—La *cohesion* es un obstáculo a la afinidad. Los cuerpos en el estado sólido no se combinan entre sí, sino mui raras veces; es necesario, para que la afinidad pueda ejercerse libremente entre sus moléculas, que se encuentren en estado líquido o gaseoso. Esto es lo que los antiguos químicos espresaban por este adajio mui conocido: *corpora non agunt nisi soluta.*

2.° *Calórico.*—El *calórico*, disminuyendo la cohesion de los cuerpos favorece la afinidad. Sinembargo, cuando ha llegado a una temperatura mui elevada, puede en muchos casos destruirla. Así por ejemplo, un calor moderado favorece la combinacion del mercurio con el oxíjeno, miéntras que un calor intenso destruye la combinacion de estos dos cuerpos.

3.° *Electricidad.*—La *electricidad* estática ejerce una influencia mui variable sobre la afinidad: tan pronto la favorece como tan pronto la destruye. Así por ejemplo, la chispa eléctrica determina la combinacion de una mezcla de oxíjeno i de hidrójeno, miéntras que el amoniaco se descompone por una série de chipas eléctricas. El mas poderoso ajente de descomposicion es la electricidad dinámica: el agua, los ácidos, las sales, en una palabra, casi todos los cuerpos compuestos son destruidos cuando se les somete a la accion de corrientes suficientemente enérjicas.

4.° *Presion*—La *presion* favorece la afinidad en las combinaciones de los gases entre sí o de los gases con los líquidos o sólidos. Así por ejemplo: la creta, calentada en un vaso abierto, se descompone en

ácido carbónico i en cal, miéntras que en un vaso cerrado, resiste a la descomposicion.

5. Analisis.—El *análisis* es una operacion química que consiste en descomponer un cuerpo en sus elementos. Se distinguen dos especies de análisis: el *análisis cualitativo*, que tiene por objeto el conocer simplemente las diferentes especies de sustancias que existen en un cuerpo compuesto, i el *análisis cantitativo*, que tiene por objeto determinar las proporciones exactas de las sustancias indicadas por el análisis cualitativo.

Los principales ajentes del análisis son el calórico, la electricidad i diversos cuerpos conocidos bajo el nombre de *reactivos*. Como ejemplos de análisis, citaremos la descomposicion del agua por la pila, del amoniaco por una serie de chispas eléctricas, del ácido clorhidrico por el potasio, etc.

6. Síntesis.—La *síntesis*, es lo inverso del análisis, del cual es muchas veces la prueba. Por la síntesis se reunen los elementos que el análisis ha separado para combinarlos de nuevo i reconstruir así el cuerpo compuesto. Por ejemplo, cuando por medio de la pila se ha descompuesto el agua en oxíjeno i en hidrójeno, se puede por la chispa eléctrica combinar de nuevo estos elementos i reconstruir el agua que el análisis habia descompuesto.

Cuerpos simples: metaloides, metales.

7. Cuerpos simples.—Hemos dicho que los *cuerpos simples* son aquéllos de los cuales no puede estraerse mas que una sola especie de materia. El número de estos cuerpos conocido hasta el dia llega a 62; se les divide en dos clases, *metaloides* i *metales*.

1.° *Metaloides*.—Los *metaloides* son los cuerpos que jeneralmente carecen de brillo metálico, malos conductores del calórico i la electricidad, i cuyos compuestos con el oxíjeno son incapaces de neutralizar los ácidos. El número de estos cuerpos llega a 15, cuyos nombres i signos abreviados por los cuales se ha convenido representarlos, son los siguientes:

1.	Oxíjeno	O	9.	Iodo	Io.
2.	Hidrójeno	H.	10.	Fluor	Fl.
3.	Azoe	Az.	11.	Fósforo	Ph.
4.	Azufre	S.	12.	Arcénico	As.
5.	Selenio	Se.	13.	Boro	Bo.
6.	Teluro	Te.	14.	Silcio	Si.
7.	Cloro	Cl.	15.	Carbono	C.
8.	Bromo	Br.			

2.° *Metales.*—Los *metales* son cuerpos buenos conductores del calórico i la electricidad, dotados de un brillo particular que se llama brillo metálico. Se distinguen sobre todo de los metaloides, porque forman con el oxíjeno bases salificables, es decir, compuestos capaces de neutralizar los ácidos. El número de estos cuerpos es 47, cuyos nombres i signos son los siguientes :

1. Potasio.......... K.
2. Sodio........... Na.
3. Litio............ Li.
4. Bario............ Ba.
5. Estroncio........ Sr.
6. Calcio.......... Ca.
7. Magnesio........ Mg.
8. Glucinio......... Gl.
9. Aluminio........ Al.
10. Zirconio......... Zr.
11. Torio........... To.
12. Itrio............. It.
13. Cerio............ Ce.
14. Lantano.......... La.
15. Didimo.......... Di.
16. Erbio........... Er.
17. Terbio.......... Tr.
18. Manganeso...... Mn.
19. Cromo.......... Cr.
20. Tungsteno....... Tg. o W.
21. Molibdeno....... Mo.
22. Vanadio......... Vd.
23. Hierro.......... Fe.
24. Cobalto......... Co.
25. Niquel.......... Ni.
26. Zinc............ Zn.
27. Cadmio.......... Cd.
28. Cobre........... Cu.
29. Plomo........... Pb.
30. Bismuto......... Bi.
31. Mercurio........ Hg.
32. Estaño.......... Sn.
33. Titano.......... Ti.
34. Tántalo o colombio Ta.
35. Niobio.......... Nb.
36. Ilmenio......... Il.
37. Pelopio......... Pp.
38. Antimonio....... Sb.
39. Urano.......... U.
40. Plata........... Ag.
41. Oro............. Au.
42. Platino......... Pt.
43. Paladio......... Pd.
44. Rodio........... Rh.
45. Iridio........... Ir.
46. Rutenio......... Ru.
47. Osmio........... Os.

---

u r pos compuestos: ácidos, bases, cuerpos neutros, sales.

8. Cuerpos compuestos.—Los *cuerpos compuestos* son aquéllos de los cuales pueden estraerse varias especies de sustancias de naturaleza diferente. Segun el número de cuerpos simples que entren en la composicion del cuerpo compuesto, así es tambien el nombre que lleva, se dice que son *binarios*, *ternarios*, *cuaternarios*, etc., etc.

Se distinguen en los cuerpos compuestos los *ácidos*, las *bases* los *cuerpos neutros* i las *sales*.

1.° *Acidos.*—Se da el nombre de ácidos, en jeneral, a los cuerpos

que tienen un sabor agrio i que gozan de la propiedad de enrojecer la tintura azul de tornasol.

2.° *Bases.*—Las bases, cuando son solubles, vuelven el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido ; su sabor es acre u orinoso. Las bases insolubles no tienen por lo jeneral sabor i no ejercen accion alguna sobre la tintura de tornasol. La mayor parte de estos cuerpos son compuestos conocidos con el nombre de *óxidos.*

3.° *Cuerpos neutros.*—Los *cuerpos neutros* son aquéllos que no son ni ácidos ni bases ; ejemplo : el hidrójeno carbonado, el óxido de carbono, las aleaciones metálicas, etc.

4.° *Sales.*—Las sales son compuestos que resultan de las combinaciones de los ácidos con las bases, combinaciones en las cuales las propiedades de los ácidos i de las bases se neutralizan mútuamente de una manera mas o ménos completa.

Nomenclatura química.

9. Nomenclatura quimica.—La *nomenclatura química* tiene por objeto el designar los cuerpos por medio de nombres que indiquen su composicion. Basta para esto formar el nombre de cada compuesto con los nombres de los cuerpos simples que le constituyen, teniendo cuidado de enunciar el primero el cuerpo mas *electro-negativo*, es decir, aquel que, en la descomposicion por la pila, se dirije al polo positivo. Esta nomenclatura que ha tenido una influencia tan feliz en los progresos de la química moderna, es la obra de los ilustres químicos Guyton de Morveau, Lavoisier, Berthollet i Fourcroy.

Nomenclatura de los acidos.—Los ácidos se dividen en dos clases principales : los *oxácidos* i los *hidrácidos.*

1.° *Oxácidos.*—Los oxácidos resultan de la combinacion del oxíjeno con un cuerpo *simple.* Hé aquí las reglas por medio de las cuales se componen sus nombres :

Cuando un cuerpo simple se combina con el oxíjeno en una sola proporcion para formar un ácido, se designa este ácido por el nombre del cuerpo simple terminado en *ico* ; ejemplo : ácido bórico, que resulta de la combinacion del *oxíjeno* con el *boro.*

Cuando un cuerpo simple forma con el oxíjeno dos ácidos, aquel de los dos que contiene menor cantidad de oxíjeno, toma la terminacion *oso*, miéntras que el otro conserva la terminacion *ico* ; ejemplo : *ácido arsenioso* i *ácido arsénico*, formados por la combinacion del *oxíjeno* con el *arsénico*. Cuando un cuerpo simple se combina en cuatro proporciones con el oxíjeno, para dar oríjen a cuatro ácidos, se les distingue por la preposicion *hipo*, que se coloca de-

lante del nombre del ácido terminado en *ico* o en *oso*; ejemplos: los ácidos *hipocloroso*, *cloroso*, *hipoclórico* i *clórico* formados por la combinacion del *cloro* con el *oxíjeno* i en los cuales la proporcion de oxíjeno va aumentando desde el ácido hipocloroso hasta el clórico.

Existe aun un 5.° ácido mas oxijenado que el ácido clórico, se le distingue de este último, por la preposicion *per* o *hiper* que se hace preceder a la palabra *clórico*; es por esto que se dice *ácido perclórico* o *hiperclórico*, para designar entre los cinco ácidos del cloro, aquel que tiene mayor proporcion de oxíjeno. Esta regla se aplica a cualquier otro ácido; ejemplo: los ácidos *hiperiódico* e *hipermangánico*.

2.° *Hidrácidos.*—Los hidrácidos resultan de la combinacion de un metaloide con el *hidrójeno*.

Para designar estos ácidos, se hace seguir el nombre del metaloide que se combina con el hidrójeno, de la terminacion *hídrico*; ejemplo: *ácido clorhídrico*, formado por la combinacion del *cloro* con el *hidrójeno*, etc.

Observacion.—En los hidrácidos, el cuerpo simple que se combina con el hidrójeno lleva el nombre de *radical* del ácido. Este radical puede ser un cuerpo compuesto, como en el ácido cianhídrico, en el cual el radical es el *cianójeno*, cuerpo compuesto de *carbono* i *azoe*.

Nomenclatura de los óxidos.—Los óxidos son compuestos básicos o neutros que resultan de la combinacion de un *cuerpo simple* con el *oxíjeno*. Hé aquí las reglas de su nomenclatura:

Cuando un cuerpo simple, combinándose con el óxijeno, solo forma un óxido, se designa este compuesto haciendo seguir la palabra *óxido* del nombre del cuerpo simple; ejemplo: *óxido de carbono*, formado por el *carbono* i el *oxijeno*.

Cuando el cuerpo simple puede combinarse en mayor número de proporciones con el oxíjeno, i dar así oríjen a muchos óxidos, se les distingue haciendo preceder a la palabra *óxido* las preposiciones *proto*, *sesqui*, *bi*, *per*, que indican las proporciones crecientes de oxíjeno; ejemplo: *protóxido* de manganeso, *sesquióxido* de manganeso, *bióxido* de manganeso, en las cuales las proporciones de oxíjeno son entre sí como uno, uno i medio i dos. La preposicion *per*, sirve siempre para designar el óxido mas oxijenado; ejemplo: *peróxido de hierro*, etc.

Nomenclatura de las sales.—Siendo las sales jeneralmente formadas por la combinacion de los ácidos con las bases, deben ser designadas segun sea la naturaleza del ácido i de la base que constituya cada sal, teniendo cuidado de atender a las proporciones segun las cuales ha tenido lugar la combinacion.

1.° Cuando el nombre del ácido que entra en la composicion de una sal es terminado en *ico*, el nombre jenérico de la sal se termina

en *ato*; así, el ácido *carbónico* forma *carbonatos*; el ácido *nítrico* forma *nitratos*, etc.

2.° Cuando el nombre del ácido que entra en la composicion de una sal termina en *oso*, el nombre jenérico de la sal se termina en *ito*; así, el ácido *sulfuroso* forma *sulfitos*, el ácido *nitroso*, forma *nitritos*, etc.

En seguida, para designar cada especie de sal, se hace seguir el nombre jenérico del nombre de la base o del óxido que entra en su composicion; ejemplo: *carbonato de protóxido de plomo*, *nitrato de bióxido de cobre*, o mas simplemente; *carbonato de plomo*, *nitrato de cobre*.

Del mismo modo se dice *sulfito de sosa*, *nitrito de potasa*, etc.

El ácido i la base se combinan muchas veces en diversas proporciones, para formar diferentes especies de sales.

Cuando la proporcion del ácido es mayor que la que entra en la sal neutra, se distinguen las sales así formadas por las palabras *sesqui*, *bi*, *tri*, que se colocan delante del nombre jenérico para indicar las proporciones crecientes del ácido relativamente a la misma cantidad de base; ejemplos: *carbonato de sosa*, *sesquicarbonato de sosa*; *sulfato de potasa*, *bisulfato de potasa*, etc.

Estas últimas sales se llaman tambien *sales ácidas*; es por esto que se dice, *sulfato ácido de potasa*, por bisulfato de potasa. Cuando por el contrario la base está en exeso, las sales que resultan llevan el nombre de *sub-sales*, i se les distingue por las palabras *sesquibásica*, *bibásica*, *tribásica*, que se colocan despues del nombre jenérico de la sal, i que indican quelas proporciones de la base, relativamente a la que entra en la sal neutra, son entre sí como uno, uno i medio, dos, tres; ejemplo: *acetato tribásico de plomo*.

Puede suceder que dos sales que tengan el mismo ácido se combinen entre sí en proporciones definidas; el compuesto que resulta de ello lleva el nombre de *sal doble*; ejemplo: *sulfato doble de alúmina i de patasa*, *tartrato doble de potasa i antimonio* etc.

Observacion.—El agua hace algunas veces el papel de ácido, relativamente a las bases enérjicas, se da a estos compuestos el nombre jenérico de *hidratos*; así se dice, *hidrato de potasa*, *hidrato de protóxido de hierro*, para indicar las combinaciones del agua con la potasa i con el protóxido de hierro.

Nomenclatura de los cuerpos binarios en los cuales no entra el oxíjeno.—1.° Cuando un metaloide se combina con un metal, el compuesto se designa por el nombre del metaloide terminado en *uro*, seguido del nombre del metal. Así, la combinacion del *cloro* con el *cobre* se llama *cloruro de cobre*; la del azufre con el plomo, *súlfuro de plomo*.

Si un metaloide se combina en muchas proporciones con una

misma cantidad de metal, se distinguen estos compuestos haciendo preceder su nombre jenérico por las palabras *proto*, *sesqui*, *bi*, *tri*, *cuadri*, *penta*, etc. *per*, que indican las proporciones en que ha tenido lugar la combinacion; ejemplo: *protosúlfuro*, *sesquisúlfuro*, *bisúlfuro*, *trisúlfuro*, *cuadrisúlfuro*, *pentasúlfuro de potasio*, *protocloruro*, *bicloruro de mercurio*, etc.

2.° Cuando dos metaloides se combinan entre sí, se forma el nombre del compuesto con los nombres de los dos cuerpos simples, dando, como anteriormente, a uno de ellos la terminacion *uro*; ejemplo: *súlfuro de carbono*, *cloruro de azufre*, *carburo de hidrójeno*, etc. Del mismo modo que hemos dicho, se toma siempre para el nombre jenérico el del metaloide que se dirije al polo positivo cuando el compuesto se somete a la accion de la pila.

Nomenclatura de las aleaciones.—Se da el nombre de *aleacion* á las combinaciones de los metales entre sí. La nomenclatura es mui simple: basta anteponer la palabra *aleacion* a los nombres de los metales combinados; ejemplo: *aleacion de plomo i de estaño*, *aleacion de cobre i de zinc*, etc.

Observacion.—Cuando el mercurio hace parte de uno aleacion, se da a esta el nombre de *amalgama*: así se dice *amalgama de oro*, *amalgama de cobre*, para designar las combinaciones del mercurio con el oro i con el cobre.

Proporciones múltiplas.

10. Lei de las proporciones multiplas.—Esta lei descubierta en 1807 por Dalton, químico ingles, puede enunciarse así:

Cuando dos cuerpos se unen en varias proporciones, las cantidades ponderables de uno de ellos, combinadas con una misma cantidad del segundo, se encuentran siempre en relaciones mui simples.

Así, el azoe i el oxíjeno se combinan en cinco proporciones, el análisis de los cinco compuestos que de ello resultan ha hecho ver que, por un mismo peso de azoe, los pesos del oxíjeno son entre sí como los números 1, 2, 3, 4, 5. Sucede lo mismo en las dos combinaciones del cloro con el mercurio, los pesos del cloro, por un mismo peso de mercurio, se encuentran en la relacion de 1 a 2. Se encuentra muchas veces tambien la relacion de 1 a 1 1/2 o de 2 a 3.

La lei de las proporciones múltiplas no solo se aplica a los compuestos binarios, se le observa aun en los compuestos de un órden mas elevado. Así, cuando una base i un ácido se combinan en varias proporciones, se reconoce que, por un mismo peso de base, los pesos

del ácido se encuentran constantemente entre si como los números 1, 2, 3, etc.

II.

Cristalizacion de los cuerpos.—Equivalente, su empleo.

11. Cristalizacion de los cuerpos.—Cuando un cuerpo pasa del estado líquido al estado sólido, toma casi siempre una forma regular, jeométrica, a la cual se ha dado el nombre de *cristal.* Las formas cristalinas son mui numerosas, pero por mui variadas que sean, pueden todas reducirse a un pequeño número de tipos o formas primitivas de las cuales no son mas que derivadas. El estudio de las formas cristalinas o *cristalografía* pertenece o la mineralojía.

Los cristales son siempre terminados por superficies planas i jeneralmente sus caras son paralelas dos a dos: es decir, que a cada cara del cristal corresponde otra que le es rigorosamente paralela. Este principio puede verificarse facilmente sobre cristales aislados i completos; pero sucede muchas veces que los cristales se encuentran incrustados en otras sustancias, o agrupados entre sí de manera que no es posible ver mas que una parte de sus formas; en este caso, no se puede establecer el principio anterior mas que por analojía i por consideraciones matemáticas.

Los cristales tienen siempre ángulos salientes. Los ángulos entrantes que se observan en las aglomeraciones de los cristales, son siempre formados por la intercesion de dos cristales individuales, jamas se les encuentra en un cristal aislado.

La mayor parte de los cuerpos se encuentran cristalizados en la naturaleza: se pueden tambien cristalizar artificialmente por dos métodos jenerales: la *via seca* i la *via húmeda.*

Primer metodo : *Cristalizacion por via seca.*—Este método comprende dos procedimientos : la *fusion* i la *volatilizacion.* Cuando se quiere hacer cristalizar un cuerpo por fusion, se le coloca, despues de haberlo fundido, en un lugar en donde pueda enfriarse lentamente i al abrigo de toda ajitacion. La superficie del líquido i las capas en contacto con las paredes de la vasija en la que se ha hecho la fusion, se enfrian mas prontamente que la parte central, por consiguiente cristalizan primero : ahora, rompiendo la costra que se ha formado en la superficie, i dando vuelta al vaso, el líquido interior sale i deja una capa cristalina mas o ménos espesa, adherente a las paredes del vaso. De este modo se hace cristalizar el azufre, el bismuto i un gran número de metales i aleaciones. Para hacer cristalizar un cuerpo por volatilizacion, basta el calentarlo en una retorta cuyo cuello comuni-

ca con un recipiente convenientemente enfriado; el vapor enfriándose, vuelve a pasar al estado sólido i forma cristales que se depositan en el cuello de la retorta i en las paredes del recipiente. De esta manera se cristaliza el arsénico, ciertos cloruros i la mayor parte de las sales de amoniaco i de mercurio.

SEGUNDO METODO: *Cristalizacion por via húmeda.*—Este método comprende igualmente dos procedimientos. El primero consiste en hacer disolver en un líquido el cuerpo que se quiere cristalizar, i dejar evoporar lentamente la disolucion. El segundo procedimiento se funda sobre la desigual solubilidad de los cuerpos en los líquidos segun la temperatura. Jeneralmente los cuerpos son mucho mas solubles en caliente que en frio; por ejemplo: si se disuelve el nitrato de potasa en el agua hirviendo hasta saturar la disolucion, i en seguida se deja enfriar lentamente, el agua abandonará una parte de la sal que se depositará en el fondo en forma de cristales. De este modo se hacen cristalizar casi todas las sales.

Equivalentes, su empleo.

12. EQUIVALENTES.—Se designan bajo el nombre de *equivalentes* los números que espresan las relaciones de las cantidades ponderables de los diversos cuerpos susceptibles de entrar, por sí o por sus múltiplos, en las combinaciones químicas, i de reemplazarse mutuamente en ellas para formar compuestos quimicamente análogos. Un ejemplo hará comprender mejor esta definicion.

100 de oxíjeno, en peso, se combinan con 12.50 de hidrójeno para formar agua o protóxido de hidrójeno;

100 de oxíjeno se combinan con 75 de carbon para formar óxido de carbono.

100 de oxíjeno se combinan con 443.20 de cloro para formar ácido hipocloroso;

100 de oxíjeno se combinan con 350 de hierro para jormar protóxido de hierro; con 396 de cobre para formar protóxido de cobre; con 1349 de plata para formar óxido de plata, etc. Tenemos pues que un mismo peso, 100, de oxíjeno se combina con 12.50 de hidrójeno, 75 de carbono, 443.20 de cloro, 350 de hierro, 396 de cobre, 1349 de plata, para dar órijen a compuestos del mismo orden o quimicamente análogos: agua, óxido de carbono, ácido hipocloroso, protóxido de hierro, protóxido de cobre i óxido de plata. Ahora, si se considera el peso 100 de oxíjeno como el equivalente de este cuerpo, es evidente que los números 12.50, 75, 443.20, 350, 396, 1349, representarán los equivalentes del hidrójeno, carbono, cloro, hierro,

cobre i plata, puesto que estas cantidades se *equivalen*, o pueden sustituirse unas a otras en sus combinaciones correspondientes con el oxíjeno. Resulta de esto que si se determina para todos los cuerpos simples las cantidades ponderables segun las cuales cada uno de ellos se combinan con una cantidad invariable de oxíjeno, 100 por ejemplo, para pasar al primer grado de oxidacion, se obtendrán los equivalentes de estos cuerpos.

Pero lo que hai sobre todo de notable, i lo que da a la nocion de los equivalentes químicos una importancia capital, es que los números que los representan, no solo convienen a las combinaciones oxijenadas, sino que tambien se aplican ellos o sus múltiplos, a todas las combinaciones de dos cuerpos simples cualesquiera. Acabâmos de ver en efecto que 100 partes de oxíjeno se combinan con 12.50 de hidrójeno (agua) i con 443.20 de cloro (ácido hipocodroso); ahora bien, los dos números 12.50 i 443.20 representan precisamente las cantidades ponderables de hidrójeno i de cloro capaces de combinarse entre sí para formar el ácido clorhídrico. Del mismo modo el hidrójeno i el carbono se unen siempre en la relacion de 12.50×4 a 75×2 para constituir hidrójeno protocarbonado; el cloro i el hierro, el cloro i la plata, en las relaciones de 443.20 a 350 i de 443.20 a 1349, para formar protocloruro de hierro i cloruro de plata.

Cuando se sumerje una lámina de cobre en una disolucion de nitrato de plata perfectameute neutro, toda la plata se precipita, i una cantidad correspondiente de cobre se disuelve para formar nitrato de cobre; ahora, el análisis demuestra que las cantidades de plata precipitada i de cobre disuelto son entre sí como 1349 a 396, números que espresan las cantidades ponderables segun las cuales la plata i el cobre se combinan con 100 de oxíjeno.

Vemos pues que con razon se toman como equivalentes de la plata i el cobre los números 1349 i 396: estas cantidades se equivalen en efecto, puesto que se reemplazan mutuamente para producir compuestos análogos, nitrato de plata i nitrato de cobre. La tabla siguiente contiene los equivalentes de todos los cuerpos simples referidos a 100 de oxíjeno. Al lado de cada cuerpo se encuentra el signo por el cual se representa su equivalente.

Es evidente que podria tomarse por punto de partida cualquier otro cuerpo simple que no fuese el oxíjeno. De este modo muchos químicos refieren los equivalentes de los cuerpos al del hidrójeno tomado por unidad.

OXIJENO=100.

Aluminio..........	Al=	170,90	Azoe..............	Az=	175,00
Antimonio..........	Sb=	806,45	Bario..............	Ba=	358,00
Plata..............	Ag=	1349,00	Besinuto	Bi=	1330,38
Arsénico	As=	937,50	Boro..............	B=	136,21

Bromo	Br=	1000,00	Niobio	Nb=	1251,53
Cadmio	Cd=	696,77	Oro	Au=	1229,16
Calcio	Ca=	250,00	Osmio	Os=	1242,62
Carbono	C=	75,00	Paladio	Pd=	665,47
Cerio	Ce=	590,80	Pelopio	Pe=	»
Cloro	Cl=	443,20	Fósforo	Ph=	400,00
Cromo	Cr=	328,50	Platino	Pt=	1232,08
Cobalto	Co=	369,00	Plomo	Pb=	1294,50
Colombio	Ta=	1331,15	Potasio	K=	488,93
Cobre	Cu=	396,60	Rodio	Rh=	652,00
Didimo	Di=	620,00	Rutenio	Ru=	652,00
Erbio	Er=	»	Selenio	Se=	495,28
Estaño	Sn=	735,29	Silicio	Si=	266,74
Fierro	Fe=	350,00	Sodio	Na=	287,17
Fluor	Fl=	235,43	Azufre	S=	200,00
Glucinio	Gl=	87,12	Estroncio	St=	548,00
Hidrójeno	H=	12,50	Teluro	Te=	801,76
Ilmenio	Il=	786,59	Terbio	Tr=	»
Iodo	I=	1586,00	Torio	Th=	743,86
Iridio	Ir=	1232,08	Titano	Ti=	350,00
Lantano	La=	588,30	Túngsteno	W=	1150,78
Litio	Li=	80,30	Urano	U=	750,00
Manganeso	Mn=	344,68	Vanadio	Va=	855,84
Magnesio	Mg=	150,00	Ytrio	Y=	402,31
Mercurio	Hg=	1250,00	Zinc	Zn=	406,50
Molibdeno	Mo=	575,83	Zirconio	Zr=	419,73
Niquel	Ni=	369,75			

13. Equivalente de los cuerpos compuestos.—Para obtener los equivalentes de los cuerpos compuestos, basta sumar los equivalentes de los cuerpos simples que entran en su composicion. El ácido sulfúrico, por ejemplo, está formado de un equivalente de azufre, 200, i de tres equivalentes de oxíjeno, 300, por consiguiente su equivalente será 200+300=500. Del mismo modo, el ácido nítrico, compuesto de un equivalente de azoe, 175, i de 5 de oxíjeno, 500, tendrá por equivalente 175+500=675.

Lo que hemos dicho de los equivalentes de los cuerpos simples se aplica exactamente a los equivalentes de los cuerpos compuestos. Así, la potasa o protóxido de potasio tiene por equivalente

$$488,93+100=588,93$$

la sosa o protóxido de sodio, 287,17+100=387,17; el protóxido de hierro, 350+100=450, etc.

Ahora bien, un equivalente de ácido sulfúrico, 500, se combina siempre, para formar sulfatos neutros, con 588,93 de potasa, 387,17

de sosa, 450 de protóxido de hierro, etc.; en una palabra, con los pesos de los óxidos metálicos que represèntan la suma de los equivalentes de los cuerpos simples que los componen, pesos que se equivalen, pues que se reemplazan mutuamente en sus combinaciones con los ácidos sulfúrico, nítrico, etc.

14. EMPLEO DE LOS EQUIVALENTES.—Se emplean los equivalentes químicos para conocer las proporciones relativas de los elementos que entran en un cuerpo compuesto. Supongamos, por ejemplo, que se quiere saber cuales son las cantidades, en peso, de azoe i de oxíjeno que contienen 100 gramos de ácido nítrico. Es evidente que será necesario dividir 100 en dos partes que sean entre sí como 175, equivalente del azoe, es a 500, suma de las 5 equivalentes del oxíjeno que entran en el ácido nítrico; lo que dará 25gr,92 de azoe i 74gr,08 de oxíjeno. Se comprende la importancia de los equivalentes en los análisis; algunos problemas que resolveremos mas adelante, nos harán conocer mejor su utilidad.

15. NOTACIONES QUÍMICAS.—Los equivalentes sirven tambien para formar, por la reunion de sus símbolos, fórmulas simples, por medio de las cuales representamos la composicion de los cuerpos, como tambien las reacciones que ejercen unos sobre otros. Esto es lo que se llama la *notacion química*, cuyas reglas principales son las siguientes:

1.° Cuando un compuesto es formado por la union de dos equivalentes simples, su fórmula se compone de los dos signos de los elementos que le constituyen, comenzando por el que es mas *electro-positivo*: así, el protóxido de plomo tendrá por fórmula $Pb\,O$; el agua HO, etc.

Si el compuesto está formado por un equivalente de un cuerpo i por varios equivalentes del otro, se coloca a la derecha i sobre el signo de este último cuerpo, una cifra que indique el número de equivalentes que entran en la combinacion: así, el ácido sulfúrico que está formado por un equivalente de azufre i 3 de oxíjeno, tendrá por fórmula SO^3; el sesquióxido de hierro, compuesto de dos equivalentes de hierro i de 3 de oxíjeno tendrá por fórmula $Fe^2\,O^3$.

2.° Cuando se quiere representar muchos equivalentes de un cuerpo compuesto, se coloca a la izquierda una cifra que indique este número: así, cuatro equivalentes de ácido sulfúrico se escribirán $4\,SO^3$; la fórmula $6\,AzO^5 + 2\,KO$ indica 6 equivalentes de ácido nítrico mas 2 de potasa.

Para formular la combinacion de un ácido con una base, se escribe desde luego la base, que se separa del ácido por medio de una coma; así, el sulfato de potasa tendrá por fórmula $KO,\,SO^3$. Si se trata de representar dos o mas equivalentes de una sal, se escribe la fórmula de la sal en un paréntesis, i se coloca a la izquierda la cifra que indi-

ca el número de equivalentes : así, la fórmula 4 (KO, SO^3), representa 4 equivalentes de sulfato de potasa.

Dadas estas nociones pasamos al estudio de los metaloides.

III.

Metaloides.

Oxíjeno.—Combustion.

OXIJENO.

EQUIVALENTE O=100.

16. Historia.—El descubrimiento del *oxíjeno* data desde el año 1774; es debido al químico Schèele et Priestley; pero este cuerpo no fué bien conocido sino despues de los trabajos de Lavoisier, que estudió sus principales propiedades. El oxíjeno ha sido sucesivamente llamado *aire deflojisticiado*, *aire del fuego*, *aire puro*, *aire vital*, *cuerpo comburente*. El nombre que lleva actualmente le fué dado en la época de la creacion de la nomenclatura química; es formado de dos palabras griegas que significan *ácido*, i *yo enjendro*, porque entónces se creia que era el único cuerpo capaz de formar ácidos.

17. Propiedades fisicas.—El oxíjeno es un gas permanente, sin color, sin olor i sin sabor, su densidad es = 1,1057, tomando por unidad la densidad del aire. Este gas es mui poco soluble en el agua, la cual no puede disolver a la temperatura ordinaria, mas que la veintiuna-avaparte de su volúmen. De todos los gases, el que refracta ménos la luz, es el oxíjeno. Sometido a la accion de la pila, se dirije constantemente al polo positivo, lo que prueba que es por naturaleza electro-negativo.

18. Propiedades quimicas.—El oxíjeno es el ajente principal de la combustion i de la respiracion de los animales, lo que justifica los nombres de *cuerpo comburente*, *aire vital*, que le habian dado. Puede combinarse directamente con la mayor parte de los cuerpos simples, con desprendimiento de calórico i luz. Se demuestra esta propiedad fundamental del oxíjeno, sumerjiendo en una probeta que esté llena de este gas, una pajuela recien apagada, i cuya parte carbonosa presenta aun algunos puntos incandescentes; se vé que en el instante la pajuela se inflama de nuevo i arde con mucha enerjía. En los laboratorios se hace uso de esta propiedad para reconocer el oxíjeno, aun

cuando es una propiedad de que goza tambien otro gas, el protóxido de azoe, como veremos mas tarde.

Algunas esperiencias, que son mui conocidas, sirven para hacer ver la vivacidad de la combustion en el oxíjeno.

1.° Se sabe que un trozo de carbon incandescente se apaga prontamente en el aire, cuando se le tiene aislado; si se le sumerje en un frasco lleno de oxíjeno, se le vé al punto arder con mucho brillo i consumirse en un instante (fig. 1).

2.° El azufre, el fósforo, inflamados e introducidos de la misma manera en un frasco lleno de oxíjeno, arden en él con grande enerjía. El fósforo produce una luz tan brillante, que la vista puede apénas soportar.

3.° Si se introduce en un frasco lleno de oxíjeno un hilo de hierro enrollado en espiral i que lleve en su estremidad libre un trozo de yesca incandescente, se vé al hierro, (fig. 2) inflamarse al instante con mucho brillo i despedir a todos lados numerosas i vivas chispas. Glóbulos fundidos de óxido de hierro se desprenden de cuando en cuando i caen al fondo del frasco, en las paredes del cual se incrustan profundamente, apesar de la capa de agua que se tiene cuidado de dejar en él para impedir que se quiebre.

Observacion.—Cuando se hace pasar al traves de un tubo que está lleno de oxíjeno una serie de chispas eléctricas, este gas toma entónces un olor parecido a la vez al del cloro mezclado con aire, al del fósforo i principalmente al del azufre en combustion. Este olor se desarrolla en la atmósfera cuando estalla el rayo, o por una serie de descargas multiplicadas de una botella de Leyde o de una fuerte máquina eléctrica. El oxíjeno así electrizado ha recibido el nombre de *ozona.* Pero la accion de la electricidad sobre el oxíjeno no para ahí solamente; modifica profundamente sus propiedades químicas i aumenta su poder oxidante de tal manera que, una multitud de cuerpos que a la temperatura ordinaria solo se combinan mui difícilmente con el oxíjeno simple, se unen rápidamente con la *ozona;* tal es por ejemplo, el *mercurio.*

Se ha creido por mucho tiempo que la ozona era un cuerpo particular, de una naturaleza sútil i desconocida, que producia en el aire el paso del rayo; solo en 1851 dos sabios de Jénova. MM. Morignac i de la Rive demostraron, por una serie de esperiencias injeniosas, que la ozona no es mas que el oxíjeno en un estado especial de actividad química que le imprime la electricidad. Este hecho no es el solo de este jénero que nos ofrece el estudio de la química: veremos mas tarde, que el cloro bajo la influencia de la chispa eléctrica o de los rayos solares, adquiere mayor grado de afinidad para ciertos cuerpos; que, por la accion del calor, el carbono, el azufre, el fósforo cambian de color, de consistencia i sufren en sus diversas propiedades, modificaciones permanentes mas o ménos completas. Siendo la

ozona el oxíjeno en un estado particular de actividad química producido por la electricidad, debe necesariamente existir en la atmósfera, tan frecuentemente surcada por tempestades. Esto es en efecto lo que ha demostrado M. Schoenbein: una banda de papel almidonado, impregnado con una pequeña cantidad de ioduro de potasio i espuesta al aire, no tarda en tomar un color azul mas o ménos intenso; la ozona descompone el ioduro de potasio, se apodera del metal al cual oxida, i el iodo, puesto en libertad, forma con el almidon un ioduro característico. Se puede aun, segun la intensidad de la coloracion azul, apreciar las cantidades relativas de ozona atmosférica. Es probable que la presencia de la ozona en el aire ejerza cierta influencia sobre los fenómenos de la vida de las plantas i de los animales que la respiran.

19. Estado natural.—El oxíjeno existe en la naturaleza en estado libre o de mezcla, i al estado de combinaciones. Al estado libre o de mezcla, se encuentra en el aire atmosférico, del cual forma cerca de los 21 centésimos; existe igualmente en disolucion en el agua. Las plantas desarrollan una gran cantidad de oxíjeno, por la descomposicion que efectúan bajo la influencia de la luz sobre el ácido carbónico. En el estado de combinaciones, el oxíjeno es el cuerpo mas universalmente repartido en la naturaleza. Casi todas las sustancias minerales, el agua, los ácidos, las sales, contienen oxíjeno: la mayor parte de las sustancias vejetales i animales lo encierran combinado con el carbono, el hidrójeno i el azoe.

20. Preparacion del oxíjeno.—Se puede obtener el oxíjeno por un gran número de procedimientos, principalmente descomponiendo por el calor ciertos óxidos metálicos: así, cuando se calientan los óxidos de plata o cobre, el oxíjeno se desprende separándose de estos dos metales. En los laboratorios se prepara el oxíjeno por los procedimientos siguientes:

1.° Se descompone por el calor el bióxido de manganeso $Mn\,O^2$;

2.° Se descompone el mismo óxido por la accion combinada del calor i del ácido sulfúrico;

3.° Calcinando el clorato de potasa $K\,O,\ Cl\,O^5$

1.° *Descomposicion del bióxido de manganeso por medio del calor.* —El aparato de que se sirve para esta preparacion se compone (fig. 3.) de un horno de reverbero, de una retorta de greda, de un tubo de desprendimiento o tubo abductor, de una cuba de agua i de una probeta. El horno de reverbero es de arcilla; se compone de un *hogar F*, sobre el cual se coloca el *laboratorio L* i el *revèrbero R*; la retorta es de greda; se introduce en ella unos 500 gramos de bióxido de manganeso, en seguida se le coloca en el horno como se vé en la figura. Al cuello de la retorta se adapta, por medio de un corcho, el

tubo de desprendimiento *AB* provisto de un aparato de seguridad *S* para evitar las absorciones; la estremidad de este tubo, convenientemente encorbada, está sumerjida en la cuba de agua *C*, i se introduce debajo de una probeta llena de agua que descansa sobre una plancha agujereada que contiene la cuba.

Estando dispuesto de este modo el aparato, se coloca sobre la reja del horno algunos carbones encendidos, en seguida se rodea la retorta de carbon, con el fin de hacer que llegue lentamente a la temperatura del calor rojo. El aire atmosférico que contiene la retorta, se desprende desde luego con un poco de ácido carbónico, que proviene de la descomposicion de una pequeña cantidad de carbonato de cal que contiene casi siempre el bióxido de manganeso. Se deja por consiguiente perder las primeras porciones de gas, a fin de no recojer mas que el oxíjeno puro. Si contuviese aun algo de ácido carbónico, se le quitará haciéndole pasar al traves de una disolucion de potasa.

Teoría—Cualquiera que sea la temperatura a la cual se caliente el bióxido de manganeso, no se puede obtener mas que 1/3 del oxíjeno que contiene: así, sobre 100 de bióxido que contiene 36 de oxíjeno, se recojen solamente 12 partes de este gas. Queda en la retorta un óxido pardo de manganeso que puede considerarse como una mezcla o una combinacion de 1 equivalente de bióxido con 2 equivalentes de protóxido ($Mn\,O^2 + 2\,Mn\,O.$) Así, si se toman 3 equi. de bióxido de manganeso, se obtiene 2 equi. de oxíjeno i quedan en la retorta 1 equi. de bióxido i 2 equi. de protóxido; esto se representa por la fórmula

$$3\,MnO^2 = 2O + (Mn\,O^2 + 2\,Mn\,O.)$$

2.° *Descomposicion del bióxido de manganeso por la accion combinada del calor i del ácido sulfúrico.*—Para preparar el oxíjeno de esta manera, se toma (fig 4.) un pequeño matraz de vidrio en el cual se coloca el bióxido de manganeso i el ácido sulfúrico concentrado. A este matraz se adapta un tubo de desprendimiento que se conduce debajo de una probeta colocada en una cuba de agua o en un lebrillo de greda con agua. En este último caso, la probeta descansa sobre una pequeña cápsula de arcilla, provista de una abertura central i de otra lateral para el paso del tubo de desprendimiento. Estando dispuesto el aparato, basta calentar lijeramente, con una simple lámpara de alcohol, para obtener casi inmediatamente un desprendimiento de oxíjeno.

Teoría.—El bióxido de manganeso es un cuerpo indiferente para los ácidos, es decir sin tendencias a combinarse con ellos. Pero existe otro óxido de manganeso que es una base enérjica: éste es el protóxido *Mn O*; por consiguiente, si se calienta una mezcla de bióxido de manganeso i de ácido sulfúrico, este ácido, en virtud de su

afinidad poderosa para el protóxido de manganeso, determina la formacion de esta base haciendo que se desprenda la mitad del oxíjeno del bióxido. Queda en la retorta sulfato de protóxido de manganeso:

$$MnO^2 + SO^3 = O + MnO, SO^3$$

(En nuestras fórmulas, no haremos seguir al ácido sulfúrico ordinario de su equivalente de agua que contiene siempre, sino en los casos en que esta agua haga un papel necesario descomponiéndose, como en la preparacion del hidrójeno por ejemplo. Lo mismo haremos para los otros ácidos hidratados.)

3.° *Descomposicion del clorato de potasa por el calor.*—Este es el medio mas simple para procurarse el oxíjeno puro i en gran cantidad. Se introduce el clorato de potasa en una retorta de vidrio colocada sobre un hornillo (fig 5,) i a la cual se adapta un tubo de desprendimiento que se conduce debajo de una probeta llena de agua. La descomposicion se efectúa a la temperatura del calor rojo sombrío. El clorato de potasa entra desde luego en fusion, i bien pronto se ven desprenderse las burbujas de oxíjeno.

Teoría.—El clorato de potasa es una sal compuesta de ácido clórico $Cl\,O^5$ i de potasa KO. Siendo esta sal poco estable se descompone fácilmente en oxíjeno que se desprende i en cloruro de potasio que queda en la retorta. Un equivalente de clorato de potasa dará pues 6 equi. de oxíjeno:

$$KO, ClO^5 = 6O + K\,Cl.$$

Observacion.—Al principio de la operacion, el desprendimiento del oxíjeno es poco considerable, a causa de que una parte del gas puesto en libertad se une al clorato de potasa que todavía no ha sido descompuesto, para formar perclorato de potasa KO, ClO^7 el cual se descompone a su vez, cuando la temperatura se hace mas elevada. Cuando se opera con cantidad algo considerable de clorato de potasa, se hace mas fácil la descomposicion agregándole una pequeña porcion de bióxido de manganeso o de bióxido de cobre. Estas sustancias no esperimentan alteracion alguna; no obran mas que por su presencia, en virtud de una lei que no es conocida hasta el presente.

Usos del oxijeno.—De todos los cuerpos, el oxíjeno es el que hace el principal papel en la naturaleza. Basta para dar la prueba de ello, recordar que este gas mezclado con el azoe en el aire atmosférico es el que preside los fenómenos químicos de la respiracion de los animales i de las plantas, i el que alimenta la mayor parte de las combus-

tiones ordinarias. El oxíjeno puro no se emplea ni en la medicina ni en la industria.

Problemas.—1.° *Un litro de aire pesa, a la temperatura de* 0° *i bajo la presion ordinaria*, 1 gr., 30, *se pregunta cual será el peso de un litro de oxíjeno.*

Como en volúmenes iguales, los pesos de los cuerpos son proporcionales a sus densidades, se tendrá.

$$\frac{1}{1,1057}=\frac{1.30}{X}$$

De donde

$$X=1,30\times1,1057=1^{gr.},43.$$

2.° *Se pregunta cuántos litros de oxíjeno dará* 1 *kilógramo de bióxido de manganeso, sabiendo que el litro de oxíjeno pesa, a la temperatura de* 0° *i bajo la presion ordinaria* 1gr., 43.

Pongamos la fórmula: $3MnO^2=2.O+(MnO^2+2MnO)$ reemplazando las letras por sus valores numéricos que encontraremos en la tabla de los equivalentes (12). Tendremos

$$1634,04=200+1434,04.$$

Lo que quiere decir que 1634,04 kilg. de bióxido de manganeso darian 200 kilg. de oxíjeno. Un kilg. de este cuerpo dará por consiguiente :

$$\frac{200}{1634,04}=122 \text{ gr. de oxíjeno.}$$

Ahora, dividiendo 122 por 1,43, peso de 1 litro de oxíjeno, se encontrará 85li,31.

3.° *Se pregunta cuantos litros de oxíjeno darian* 100 *gr. de clorato de potasa.*

Siguiendo la marcha indicada en el problema precedente, se encontrará 27li,38.

4.° *Se pregunta, qué cantidad de bióxido de manganeso será necesario emplear para tener* 25 *litros de oxíjeno.*

Segun la fórmula $3MnO^2=2.O+(MnO^2+2MnO)$, 1634,04 de bióxido de manganeso dan 200 gr. de oxíjeno;

El litro de oxíjeno pesa $1^{gr.},43$, 25 litros pesarán $35^{gr.},75$: por consiguiente

$$\frac{1634,04}{200} = \frac{X.}{35,75.}$$

De donde

$$X = \frac{1634,04 \times 35,75}{200} = 292,^{gr.}\ 08.$$

Combustion.

21. Combustion.—El fenómeno de la *combustion* ha sido bien estudiado por primera vez en 1775, por Lavoisier. Hé aquí como lo define este gran químico: *Un fenómeno que resulta de la combinacion de un cuerpo combustible con el oxíjeno.* Efectivamente, es lo que tiene lugar en la combustion ordinaria: cuando el carbono, el azufre, el fósforo, etc., arden en el aire, se combinan con el oxíjeno para formar ácido carbónico, ácido sulfuroso, ácido fosfórico, etc. Acabamos de ver que reemplazando el aire atmosférico por el oxíjeno puro, la combustion de estos cuerpos se hace mucho mas activa.

Sin embargo, la definicion dada por Lavoisier es hoi dia mui restrinjida, pues conocemos muchos cuerpos que pueden, como el oxíjeno, dar oríjen a combustiones mui vivas. Así, si se proyecta antimonio en polvo en un frasco lleno de cloro, se vé arder este metal con mucha luz al combinarse con el cloro; del mismo modo, si se calienta lijeramente en un matraz de vidrio una mezcla de azufre en polvo i de limaduras de hierro o cobre, se vé que la mezcla se pone mui pronto incandescente por la combinacion que se efectúa entre el azufre i estos metales. En los dos ejemplos que acabamos de citar, el cloro i el azufre reemplazan al oxíjeno, es decir que hacen el papel de *cuerpos comburentes* relativamente a los cuerpos *combustibles* con los cuales se combinan. Se debe, pues, en el estado actual de la ciencia, definir la combustion: *Un fenómeno que resulta de la combinacion de dos o mas cuerpos cualesquiera, con desprendimiento de calor i de luz.* Algunos químicos admiten aun una *combustion lenta*, sin desprendimiento de luz ni calórico sensible, tal es, por ejemplo, la oxidacion del hierro en contacto del aire. Creemos que el empleo de la palabra *combustion* para designar este último fenómeno es impropio, atendiendo a que esta palabra, en el lenguaje admitido, implica siempre la idea de una produccion de calórico i de luz.

22. Circunstancias que favorecen el fenómeno de la combustion ordinaria.—Entendemos por *combustion ordinaria* la que se produce en el aire atmosférico a espensas del oxíjeno.

Las circunstancias que favorecen este fenómeno son cuatro: 1.° la ascension rápida de los productos de la combustion; 2.° las corrientes de aire; 3.° el estado de division de los cuerpos combustibles; 4.° la elevacion de la temperatura.

1.° *Ascension rápida de los productos de la combustion.*—Siendo estos productos por sí mismos impropios para la combustion, la detendrian bien pronto sino fuesen reemplazados rápidamente por una nueva cantidad de aire. Se vé que una vela encendida bajo una campana de vidrio en la cual no puede renovarse el aire, se apaga prontamente. De ahí la necesidad, para mantener la combustion en los hogares, de establecer en él un *tiraje* por medio de una chimenea. (Véase la física).

2.° *Corrientes de aire.*—Es fácil concebir que la combustion será tanto mas enérjica i mas rápida cuanto mayor sea la cantidad de oxíjeno proyectado sobre el cuerpo en un tiempo dado. Sobre este principio está fundado el soplete ordinario i las máquinas soplantes que se usan en la industria metalúrjica.

3.° *Estado de division de los cuerpos.*—Los cuerpos combustibles arden tanto mas fácilmente cuanto mas divididos se encuentran. Así, el hierro, el carbono, ciertos súlfuros, pueden inflamarse a la temperatura ordinaria, cuando están espuestos al contacto del aire en polvo excesivamente fino: forman entónces lo que se llama *pyróforos* o cuerpos *pirofóricos*. Se cree que este fenómeno es debido al desarrollo de calórico que resulta de la absorcion del aire en sus poros.

4.° *Elevacion de la temperatura.*—Para que la combustion de un cuerpo continúe, es necesario que su temperatura se mantenga al grado necesario para su combinacion con el oxíjeno. Si la temperatura del cuerpo baja de este grado, la combustion se detiene. Así un pedazo de carbon ardiendo, se apaga rápidamente si se le coloca sobre una placa metálica que lo enfrie. Por esta razon tambien sucede que una corriente mui rápida de aire estingue la llama de una vela.

Teoria de la combustion.—La causa que produce el fenómeno de la combustion, es evidentemente la afinidad química. Segun Berzelius, el desprendimiento de calórico i de luz, se debe a la neutralizacion de los fluidos eléctricos que tiene lugar en toda combinacion. Se sabe, en efécto, que las moléculas de dos cuerpos colocados en las condiciones favorables a su combinacion están siempre en un estado eléctrico opuesto: así, el carbono puesto en presencia del oxíjeno es

positivo, miéntras que el gas es negativo. Ahora, cuando estos dos cuerpos se combinan, sus electricidades se neutralizan i producen, como los fluidos contrarios que desprenden los dos polos de la pila, los fenómenos de calor i de luz que acompañan a la combustion. Esta hipótesis de Berzelius está jeneralmente admitida en el dia.

IV.

Hidrójeno.—Agua.—Composicion, análisis i síntesis del agua.

Hidrójeno.

EQUIVALENTE H=12,50.

23. HISTORIA.—El descubrimiento del *hidrójeno* data desde el principio del siglo XVII; pero solo en 1776 fué estudiado por Cavendich, físico ingles, el cual hizo conocer las principales propiedades. Designado desde luego bajo el nombre de *aire inflamable*, recibió en la época de la reforma de la nomenclatura química, el que lleva hoi dia. Este nombre viene de dos palabras griegas, que significan *agua*, i *yo enjendro*, porque el hidrójeno entra en la composicion del agua.

24. PROPIEDADES FÍSICAS.—El hidrójeno es un gas permanente, sin color, sin sabor i sin olor, cuando está perfectamente puro. Es el mas lijero de todos los cuerpos, su densidad, a la temperatura de 0° i bajo la presion de $0^{m},76$, es de 0,0692, siendo la unidad la densidad del aire; el hidrójeno es pues cérca de 14 i 1[2 veces mas liviano que el aire. Este gas es mui poco soluble en el agua, la cual no disuelve mas que 1 i 1[2 centésimo de su volúmen. El hidrójeno es el cuerpo mas refrinjente de todos los gases.

25. PROPIEDADES QUIMICAS.—El hidrójeno es un gas eminentemente combustible e inflamable: arde en contacto del aire con una llama pálida i mui poco luminosa, pero no alimenta la combustion. En efecto, si se introduce en una probeta, llena de hidrójeno i boca a bajo, una cerilla encendida, la capa esterior de este gas se inflama al pasar la cerilla, pero ésta se apaga al penetrar al interior de la probeta.

La combustion del hidrójeno en contacto del aire es debida a la combinacion de este gas con el oxíjeno, esta combinacion da oríjen a la formacion del agua. Para demostrarlo, se hace pasar una corriente de hidrójeno, preparado como veremos luego, al traves de un tubo

AB (fig. 6) lleno de cloruro de calcio, en seguida se enciende el gas así secado en la estremidad de un segundo tubo terminado en una punta mui fina. Colocando sobre la llama una campana tubulada i lijeramente inclinada, se vé caer por sus paredes gotas de agua producidas por la combustion; puede aun recojerse esta agua por medio de una cápsula colocada debajo de la campana.

Para que esta esperiencia sea concluyente, es necesario secar completamente el gas hidrójeno ántes de inflamarlo, porque sin esta precaucion, podria creerse que el agua depositada sobre las paredes de la campana ha sido arrastrada por el gas, i que proviene del líquido empleado para prepararlo.

La combinacion del oxíjeno con el hidrójeno no se efectúa jamas a la temperatura ordinaria, pero se produce bajo la influencia de una temperatura elevada, de una chispa eléctrica i del contacto de ciertos cuerpos, tales como la esponja de platino, el paladio, el rodio, el iridio que obran solo por presencia. Esta combinacion tiene constantemente lugar en la relacion de dos volúmenes de hidrójeno por uno de oxíjeno, lo que se demuestra por medio del eudiómetro. En efecto, si se mezclan en este instrumento dos volúmenes de hidrójeno con uno de oxíjeno, i se hace pasar por la mezcla una chispa eléctrica, los dos gases se combinan totalmente i desaparecen. Si uno de ellos se encuentra en exceso, queda en el eudiómetro despues de la combinacion este exceso.

El oxíjeno i el hidrójeno forman una mezcla esplosiva. Así, cuando se introduce en un frasco dos volúmenes de hidrójeno i uno de oxíjeno i se acerca en seguida a la boca una pajuela encendida, se produce una violenta detonacion. Esta detonacion es producida por la formacion i condensacion instantánea del vapor de agua, de donde resulta el vacio en el interior del frasco i la entrada súbita del aire atmosférico; esta detonacion es acompañada de un rayo de luz que sale del frasco, el cual puede ser roto por el sacudimiento; de consiguiente, en esta esperiencia se debe siempre rodear las paredes del frasco con un paño mojado, a fin de prevenir los accidentes a que pudiera dar lugar. Una mezcla de hidrójeno i de aire atmosférico es igualmente esplosiva; esta mezcla debe hacerse en las proporciones de dos volúmenes de hidrójeno por cinco de aire, para obtener la esplosion mayor posible.

La combustion del hidrójeno en el aire libre desarrolla mucho calor; para asegurarse de ello, basta inflamar este gas en la estremidad de un tubo afilado i fijo en el gollete de un frasco de donde se desprende hidrójeno; un trozo de vidrio puesto a la llama se funde mui rápidamente (fig. 7). Este aparato se conoce bajo el nombre de *lámpara filosófica*. La llama que da es pálida i poco luminosa, pero se la puede hacer mui brillante, poniéndola en contacto con un pequeño pedazo de creta o de cal; este cuerpo se pone mui pronto incandescente i proyecta entónces una luz viva i brillante. Ciertas sales

pueden colorar la llama del hidrójeno de diferentes maneras; así las sales de potasa le dan un color violeta; las de sosa, amarillo intenso; las de barita, verde claro; las de estronciana, rojo mui intenso; las de cal, rosado; las de cobre verde.

Cuando se introduce la llama del hidrójeno en un tubo largo i abierto por sus dos estremidades, se oye pronto un sonido musical, cuya altura e intensidad varian con la lonjitud i diámetro del tubo. Este sonido es el resultado de una serie de pequeñas detonaciones que hacen vibrar la columna de aire que encierra el tubo. El aparato por medio del cual se hace la esperiencia lleva el nombre de *armónica química.*

El calor producido por la combustion del hidrójeno adquiere una gran intensidad cuando esta combustion es alimentada por el oxíjeno puro. Se cumple esta condicion por medio de un instrumento conocido con el nombre de *soplete* de gas hidrójeno. Este instrumento se compone (fig. 8) de un tubo de laton *T* que comunica por dos tubos *a* i *b* con dos recipientes separados i llenos, uno con gas hidrójeno i el otro con oxíjeno; estos recipientes son gasómetros o simples vejigas que se comprimen. En ámbos casos la disposicion debe ser tal que, los volúmes de oxíjeno e hidrójeno que llegan al tubo *T* por los tubos *a* i *b*, estén en la relacion exacta de 1 a 2. El tubo *T* está lleno de redondelas metálicas superpuestas para impedir la esplosion de la mezcla en su interior. A la estremidad de este tubo está colocada la puntilla *c* del soplete, la cual es de platino i lleva una llave *r*, abriendo esta llave e inflamando el gas, se obtiene una llama luminosa cuya temperatura es la mayor de todas las que pueden producirse por la combustion. Se puede de este modo determinar la fusion del plátino i otros cuerpos refractarios que resisten a la temperatura de los fuegos de forja. Si se dirije la llama sobre un pedazo de creta, ésta le comunica un brillo tal que la vista apénas puede soportar i que ha sido empleado para el alumbrado de los microscopios de gas.

El hidrójeno se combina con la mayor parte de los metaloides, i da oríjen a compuestos que pueden ser divididos en tres especies bien determinadas: la primera comprende los compuestos neutros, el agua, el bióxido de hidrójeno, el hidrójeno protocarbonado, bicarbonado, etc.; la segunda comprende los compuestos ácidos: ácido clorhídrico, bromhídrico, iodhídrico, etc.; la tercera comprende un compuesto alcalino conocido bajo el nombre de *amoniaco.*

26. Estado natural.—El hidrójeno no se encuentra libre en la naturaleza, pero está mui esparcido en estado de combinaciones: entra en la combinacion del agua i de la mayor parte de las materias orgánicas.

27. Preparacion del hidrojeno.—Se prepara el hidrójeno descomponiendo el agua por medio del zinc i el ácido sulfúrico. Se toma

un frasco de dos golletes, a uno de los cuales se adapta un tubo recto terminado en una de sus estremidades por un embudo (fig. 9) i la otra estremidad se introduce hasta el fondo del frasco; al otro gollete se adapta un tubo encorvado que se dirije a una probeta que está destinada para recojer el gas. El frasco se llena hasta la mitad de agua; se agrega una cierta cantidad de granallas de zinc i en seguida se vierte por el tubo recto el ácido sulfúrico. La reaccion comienza al instante; una viva efervescencia, debida al desarrollo del gas, se produce en el frasco, i en mui poco tiempo se puede recojer una gran cantidad de hidrójeno.

Teoria.—Es sumamente fácil darse cuenta de esta reaccion. El agua es descompuesta por el zinc, bajo la influencia del ácido sulfúrico; su hidrójeno se desprende miéntras que su oxíjeno se une al zinc para formar óxido de zinc, el cual se combina, tan luego como se forma, con el ácido sulfúrico i da oríjen a la formacion de sulfato de zinc que queda en disolucion en el agua.

$$Zn + SO^3 + HO = H + Zn\,O,\,SO^3.$$

El zinc solo, no podria descomponer el agua; pero en presencia del ácibo sulfúrico, su afinidad para el oxíjeno aumenta en razon de la afinidad de este ácido con el óxido que debe formarse.

El hierro se conduce del mismo modo que el zinc; el agua es descompuesta; el hidrójeno se desprende i queda en el líquido sulfato de protóxido de hierro:

$$Fe + SO^3 + HO = H + Fe\,O,\,SO^3.$$

Puede tambien obtenerse el hidrójeno por otros procedimientos:

1.° Descomponiendo el agua por medio de la pila.

2.° Introduciendo un pequeño fragmento de potasio o sodio en una probeta llena de mercurio i que contiene una pequeña cantidad de agua en su parte superior; el agua se descompone, su hidrójeno se desprende i al mismo tiempo se forma un protóxido de potasio o sodio (potasa o sosa).

3.° Haciendo pasar vapor de agua sobre el hierro calentado hasta el calor rojo en un tubo de porcelana. Para esto se coloca un tubo de porcelana en un hornillo largo que se llama *hornillo de reverbero* (fig. 10). Se meten en el tubo alambres delgados de hierro, dispuestos en forma de pequeños ovillos, i se adapta a uno de sus estremos *a*, por medio de un tapon una retorta que contenga agua, i a la otra estremidad un tubo *e d* propio para conducir el gas debajo de una campana colocada sobre la cuba de agua. Se calienta el tubo de porcelana lentamente, a fin de evitar que se rompa por un aumento demasiado rápido de temperatura; i se va activando de este modo el

calor hasta enrojecer el tubo. Se hace hervir en seguida el agua contenida en la retorta. El vapor pasa por el hierro hecho ascuas, el cual se apodera de su oxíjeno para formar un óxido cuya composicion es idéntica a la del óxido magnético de hierro $Fe^3 O^4$, i el hidrójeno puesto en libertad, se derije a la campana.

$$3Fe+4HO=4H+Fe^3 O^4.$$

4.° Poniendo el zinc en contacto con el ácido clorhídrico, la reaccion es sumamente viva; el zinc se apodera del cloro del acido clorhídrico para formar cloruro de zinc, que queda en el líquido, i el hidrójeno se desprende:

$$Zn+HCl=H+ZnCl.$$

Observacion.—El hidrójeno que se obtiene en la preparacion ordinaria de este gas, por medio del agua, del zinc i del ácido sulfúrico, no es nunca puro; contiene una materia aceitosa mui fétida que le comunica un olor mui desagradable así como tambien algo de hidrójeno sulfurado i arseniado; esto proviene de que el zinc del comercio contiene siempre una pequeña cantidad de carbon i algunas veces de azufre i arsénico. Para quitar al hidrójeno estas materias estrañas, se le hace pasar por dos tubos en *U*, de los cuales el primero está lleno de fragmentos de piedra pomez embebidos en una disolucion concentrada de potasa cáustica que absorbe la materia aceitosa i el hidrójeno sulfurado; el segundo contiene igualmente fragmentos de piedra pomez impregnada con una disolucion de cloruro de mercurio, que absorbe la combinacion de hidrójeno i arsénico. Si se quisiera tener hidrójeno perfectamente seco, será necesario hacerlo pasar por un tercer tubo que contenga fragmentos de cloruro de calcio i recojer en seguida el gas sobre una cuba de mercurio.

28. Usos del hidrojeno.—El hidrójeno, en razon de su poco peso específico, se emplea para los globos aereostáticos. La propiedad que tiene de inflamarse en el aire en contacto de la esponja o musgo de platino, ha servido para la construccion de un eslabon particular, inventado por Gay-Lussac, i conocido bajo el nombre de *eslabon de gas hidrójeno*. Se emplea tambien el hidrójeno en los laboratorios para reducir ciertos óxidos i para hacer algunos análisis químicos. El hidrójeno es impropio para la respiracion, aun cuando no sea venenoso: Schèele ha demostrado que el hombre puede respirar sin peligro, durante algunos instantes, una mezcla de hidrójeno i aire atmosférico; ha constatado que despues de muchas aspiraciones, el timbre de la voz se cambia.

Problemas.—Se pregunta *¿qué cantidad de agua, de zinc i de ácido*

sulfúrico se necesita para llenar de hidrójeno un globo de 2^m *de radio, sabiendo que un metro cúbico de hidrójeno pesa 92 gramos?*

Busquemos desde luego la capacidad del globo o el volúmen V de gas que pueda contener.

La fórmula de la esfera $V=4/3\ \pi R^3$ nos dará, reemplazando las letras por sus valores,

$$V=4/3\times3{,}1416\times8$$

por consiguiente el peso p será

$$p=4/3\times3{,}1416\times8\times92=3083^{gr}.$$

Tomemos la fórmula $HO+Zn+SO^3=H+ZnO,SO^3$; reemplazando las letras por sus valores numéricos que encontraremos en la tabla de los equivalentes, tendremos

$$112{,}50+406{,}50+500=12{,}50+1006{,}50$$

Por consiguiente $112^{gr},50$ de agua, $406^{gr},50$ de zinc i 500^{gr} de ácido sulfúrico dan $12^{gr},50$ de hidrójeno; ahora, si designamos por X la cantidad de agua necesaria para obtener 3083^{gr} de hidrójeno, por y la cantidad de zinc i por Z la cantidad de ácido sulfúrico, tendremos

$$x=\frac{3083\times112{,}50}{12{,}50}=27^{klg},747;$$

$$y=\frac{3083\times406{,}50}{12{,}50}=100^{kilg},259;$$

$$z=\frac{3083\times500}{12{,}50}=123^{klg},320.$$

AGUA$=HO$.

29. HISTORIA.—El *agua* era considerada por los antiguos químicos como uno de los cuatro elementos de la naturaleza; solo fué conocida su composicion a fines del último siglo. Priestley, en 1781, habia notado que la combustion del hidrójeno a espensas del aire, producia agua; pero la verdadera composicion de este líquido no fué realmente descubierta sino por Lavoisier el año 1789. Este gran químico demostró, en efecto, por el análisis i por la síntesis, que el agua es un

compuesto de hidrójeno i oxíjeno, i que el peso del agua formada por estos gases es igual a la suma de sus pesos.

30. Propiedades físicas.—El agua pura, a la temperatura ordinaria, es un líquido sin sabor ni olor; cuando está en capas de poco espesor es perfectamente trasparente i sin color, pero considerada en grandes masas, presenta una coloracion verdosa mui pronunciada. El agua se solidifica a la temperatura de 0°; en algunos casos, sin embargo, puede descender, sin conjelarse, a una temperatura mucho mas baja: esto sucede cuando se la deja enfriar lentamente en un vaso de vidrio, puesto al abrigo de toda ajitacion i cuya superficie interior no presente asperidad alguna; el agua puede, en este caso, quedar líquida hasta 10 i aun 12 grados debajo de cero; pero basta el menor sacudimiento para determinar súbitamente su conjelacion en masa i hacer subir la temperatura a 0°.

El gua, al conjelarse, aumenta considerablemente de volúmen; su fuerza de espansion es tal, que rompe i hace estallar el vaso que la encierra. A causa de su aumento de volúmen, el hielo es mucho mas liviano que el agua líquida; su densidad es =0,94.

A la temperatura de 100° i bajo la presion barométrica de 0m,76, el agua entra en ebullicion i pasa al estado de vapor. Este vapor es sin color, sin olor i trasparente, mas lijero que el aire atmosférico; su densidad es =0,622 siendo 1 la densidad del aire. El agua, al reducirse a vapor, toma un volúmen cerca de 1700 veces mayor. El aire atmosférico contiene siempre, como luego veremos, una cierta cantidad de vapor de agua cuya condensacion produce los fenómenos de las nieblas, el rocío, la nieve, la escarcha, las lluvias i otros accidentes meteorolójicos.

El agua presenta, en cierta parte de la escala termométrica, una escepcion notable a las leyes jenerales de la dilatacion. Si se toma una masa de agua a 100° por ejemplo, i se la enfria progresivamente, se vé, conforme a las leyes jenerales de la dilatacion, que su volúmen disminuye mas i mas, hasta la temperatura de 4°. Pero a partir de esta temperatura, si se continúa enfriando, léjos de contraerse, se dilata i disminuye de densidad hasta el punto de conjelacion, que tiene lugar a 0°. Esta propiedad se designa bajo el nombre de *máximun de densidad del agua.* Se ha convenido tomar por unidad este máximun de densidad del agua i referir a ella la densidad de todos los otros cuerpos sólidos o líquidos. Así, cuando se dice que el platino tiene una densidad =22, quiere decir, que en igualdad de volúmen, el platino pesa 22 veces mas que el agua pura en su máximun de densidad.

31. Propiedades químicas.—El agua puede ser considerada como un cuerpo neutro, en vista de que ella no ejerce reaccion alguna sobre los reactivos coloreados. Sinembargo, es susceptible de combi-

narse en proporciones definidas con los ácidos i con las bases; cuando se une a las bases, forma compuestos que han recibido el nombre de *hidratos.* El agua no puede ser descompuesta por el calor.

Entre los metaloides, algunos no tienen accion ninguna sobre el agua, como el oxíjeno, hidrójeno, azoe; otros, al contrario, la descomponen, sea apoderándose de su oxíjeno, como el boro i el carbono, sea combinándose con el hidrójeno, como el cloro, el iodo i el bromo.

La mayor parte de los metales descomponen el agua, unos en frio, otros a una temperatura mas o ménos elevada; todos se apoderan del oxíjeno i dejan el hidrójeno en libertad. Entre los metales que no tienen accion sobre el agua, citaremos la plata, el mercurio, el oro, el platino, el paladio, el rodio i el iridio.

Composicion, análisis i síntesis del agua.

32. Composicion del agua.—El agua, segun lo hemos dicho ya, es un compuesto de oxíjeno e hidrójeno en las proporciones siguientes:

En volúmen.		En peso.	
Oxíjeno	1;	Oxíjeno	100;
Hidrójeno	2;	Hidrójeno	12,50;

o un equi. de oxíjeno i uno de hidrójeno, lo que da por fórmula HO.

Se demuestra esta composicion por el *análisis* i por la *síntesis.*

33. Análisis del agua.—El análisis del agua puede hacerse por medio de la pila eléctrica, o descomponiendo este líquido por el hierro calentado hasta el calor rojo:

1.° *Análisis del agua por la pila.*—El aparato de que se hace uso para hacer este análisis se compone (fig. 11) de un vaso de vidrio *V* cuyo fondo está atravesado por dos alambres de platino, que se levantan del interior del vaso de 2 a 3 centímetros de altura i terminados en su parte esterior por dos ganchos que sirven para recibir los hilos conductores de la pila. Se llena el vaso con agua lijeramente acidulada, se colocan sobre los hilos de platino dos pequeñas campanitas *a* i *b*, graduadas i llenas del mismo líquido. Tan luego como la corriente eléctrica se establece, se ven pequeñas burbajas de gas que se desprenden de toda la superficie de los hilos de platino i se elevan en las campanitas. El gas que se desprende en el polo positivo de la pila, i que se contiene en la campana *a*, es oxíjeno puro; el que se produce en el polo negativo i que se contiene en la campana *b*, es hidró-

jeno igualmente puro. Al fin de cierto tiempo, es fácil observar que el *volúmen del hidrójeno es doble del de oxíjeno.*

2.° *Análisis del agua por el hierro.*—Esta esperiencia fué hecha por primera vez por Lavoisier. En un tubo de porcelana *a b*, (fig. 10) se introducen varios ovillos de hilo fino de hierro, en seguida se coloca este tubo en un horno largo, de reverbero. La estremidad *a* del tubo comunica con una pequeña retorta de vidrio *C*, llena de agua; el otro estremo *b*, comunica, por medio de un tubo encorvado, con una campana graduada *A*, igualmente llena de agua i colocada sobre la cuba.

Se calienta hasta el calor rojo el tubo de porcelana i entónces se hace hervir el agua de la retorta; el vapor pasa sobre el hierro enrojecido que le quita su oxíjeno, i el hidrójeno, puesto en libertad, pasa a la campana. Basta en seguida medir el volúmen de hidrójeno obtenido i el peso del oxíjeno absorbido por el hierro, para determinar la composicion del agua. Debemos tener presente que el óxido de hierro que se forma en esta esperiencia tiene una composicion idéntica a la del óxido magnético $Fe^3\ O^4$.

34. Síntesis del agua.—La síntesis del agua, ejecutada la primera vez por Lavoisier, puede hacerse por medio del *eudiómetro*, o bien reduciendo por el hidrójeno seco un peso conocido de óxido de cobre.

1.° *Síntesis del agua por el eudiómetro.*—Se emplea para esto un instrumento que se llama *eudiómetro,* en el cual se puede hacer detonar una mezcla gaseosa por medio de una chispa eléctrica. Hai dos especies de eudiómetros: *eudiómetro de mercurio* i *eudiómetro de agua*, segun que el instrumento deba ser empleado sobre la cuba de mercurio o la de agua.

El *eudiómetro de mercurio* es mui sencillo. Consiste (fig. 12) en un tubo de cristal, cuya estremidad superior está atravesada por un alambre de hierro o de platino *T*, terminado por dos botones del mismo metal. La estremidad inferior está abierta, por donde pasa un hilo de hierro enrollado en espiral *F*, i terminado por un boton. El alambre superior *T*, sirve para trasmitir al interior del aparato la chispa eléctrica de una botella de Leyde o de un electróforo; el boton del hilo *F*, que solo debe distar algunos milímetros del boton inferior de la varilla *T*, recibe esta chispa, cuyo pasaje al traves de la mezcla gaseosa determina la esplosion.

El *eudiómetro de agua* no difiere del precedente sino en su estremo inferior, que, en lugar de estar abierto, está cerrado por medio de una válbula que se abre de afuera hácia adentro, la cual se cierra en el momento de la esplosion, i permite en seguida al agua de la cuba entrar al interior del tubo, cuando el vacío tiende a formarse en él.

Las partes metálicas de este instrumento son jeneralmente de cobre. Los dos eudiómetros anteriores están divididos en partes de igual capacidad; esto permite medir los gases en el instrumento mismo, antes i despues de la detonacion. Sinembargo, algunos químicos prefieren trasvasar los gases a otro tubo graduado, a fin de obtener una medida mas exacta de los volúmenes.

El eudiómetro de agua que se emplea jeneralmente en los laboratorios es el representado por la (fig. 13). Se compone de un cilindro *A B* de vidrio, de paredes gruesas, destinado a contener la mezcla, el cual descansa i se ajusta en una armadura de laton *B C*, que tiene su llave *S* i un embudo *C* para introducir facilmente los gases. Por su parte superior comunica con un segundo embudo *D*, que se llena de agua, segun convenga: una llave *R* establéce o intercepta la comunicacion. Un tubo de vidrio graduado *E F*, puede fijarse a una rosca en el fondo del embudo o cubeta *D*. En fin, la guarnicion metálica *A* tiene un taladro en *r* por el cual pasa un tubo de vidrio, pegado con lacre u otro betun apropósito, i atravesado el mismo por una varilla de metal *t*, que de este modo se encuentra aislado de la guarnicion metálica, siendo sinembargo mui corta la distancia que interiormente la separa, además la guarnicion *A* está en comunicacion con la *B* por una tira metálica *p*.

Conocidos los instrumentos, pasaremos a hacer la síntesis del agua. Para hacer esta esperiencia, se introduce en el eudiómetro de mercurio 200 volúmenes de hidrójeno i 200 de oxíjeno, en seguida se hace pasar por la mezcla una chispa eléctrica. La combinacion se efectúa al mismo tiempo que pasa la chispa; se vé que las paredes del eudiómetro se humedecen interiormente i quedan en él 100 volúmenes de oxíjeno puro; lo que prueba que los dos gases se han combinado para formar agua, en la relacion de dos volúmenes de hidrójeno por uno de oxíjeno.

Para hacer la misma esperiencia con el eudiómetro de agua (fig. 13), se abren las llaves *R* i *S*, se sumerje todo el eudiómetro en la cuba de agua hasta por encima de la cubeta *D*, quedando así completamente lleno: se cierra la llave *R* i se levanta el aparato. Se miden en el tubo graduado *E F*, los gases oxíjeno e hidrójeno, i se introduce la mezcla en el eudiómetro: el embudo *c* facilita mucho esta introduccion. Para inflamar la mezcla, basta aproximar al boton *t* el platillo cargado del electróforo, establecida como se halla la comunicacion entre el suelo i la armadura metálica *A* por la tira de metal *p*. Se cierra la llave *S* a fin de evitar la pérdida de gas en el momento de la esplosion.

Trátase ahora de medir el residuo gaseoso. Esto se hace fácilmente en el tubo graduado *E F*; i para el efecto, se llena de agua este tubo, se tapa su abertura con el dedo, i se le invierte sobre la cubeta *D*, llena enteramente de agua, fijándole al momento sobre la rosca que hai en el fondo. Abriendo ahora la llave *K*, el gas pasa al tubo graduado *E F*; i para medir su volúmen, se destornilla el tubo i se

le trasporta a la cuba, en la cual se le sumerje lo suficiente para establecer la coincidencia de los niveles interior i esterior.

En este caso no es posible reconocer la naturaleza del producto de la combustion.

2.° *Síntesis del agua por la reduccion del óxido de cobre.*—Este método, imajinado por Berzelius i Dulong, es susceptible de una aproximacion mucho mayor que el anterior. Consiste en hacer pasar una corriente de hidrójeno puro i seco, obtenido del modo que hemos indicado anteriormente, sobre un peso conocido de óxido de cobre calentado hasta el calor rojo en un globo de vidrio. El hidrójeno se apodera del oxíjeno del óxido de cobre para formar agua que se recoje en un segundo globo en que se deposita, i en un tubo en *U* lleno de fragmento de piedra pomez impregnada de ácido sulfúrico concentrado.

Nada hai mas fácil que determinar por este medio la composicion del agua en peso. Se pesa el óxido de cobre ántes de la esperiencia, sea P su peso; se le pesa despues de la esperiencia, es decir cuando está reducido al estado de cobre metálico, sea P' este segundo peso: $P-P'$ representará el peso del oxíjeno que contiene el óxido. Pesando exactamente el agua que se ha formado, i quitando de su peso el peso $P-P'$ del oxíjeno, se tendrá el peso del hidrójeno que se ha combinado con el oxíjeno. Se obtendrá pues, por este procedimiento, los pesos de los dos elementos del agua. De este modo ha encontrado M. Dumas que el agua está compuesta de 100 partes de oxíjeno i 12,50 de hidrójeno.

Observacion.—La densidad del vapor de agua, determinada por M. Regnault, es $=0,622$

Agregando al número 0,069, que representa la densidad del hidrójeno, el número 0,553, igual a la mitad de la densidad del oxíjeno, se obtiene exactamente 0,622, densidad del vapor de agua: por consiguiente, un volúmen de vapor de agua está formado de un volúmen de hidrójeno i medio volúmen de oxíjeno, o, en otros términos, *dos volúmenes de hidrójeno i uno de oxíjeno forman dos volúmenes de vapor de agua.*

55. Composicion del agua en su estado natural.—La composicion que acabamos de indicar, es la del agua pura. Pero, en la naturaleza, no se encuentra este líquido en perfecto estado de pureza. El agua de lluvia, las aguas de los mares, rios, arroyos, fuentes, contienen en disolucion aire i sustancias salinas. Vamos a examinar los diferentes medios que tenemos para asegurarnos de la existencia de estas sustancias en el agua.

Aire disuelto en el agua.—Este aire no tiene la misma composicion que el aire atmosférico; contiene en volúmen, 33 por 100 de oxíjeno,

en lugar de 21 como el aire atmosférico ordinario; es pues mucho mas rico en oxíjeno, lo que se debe a que la solubilidad de este gas es mayor que la del azoe.

Para recojer el aire que contiene en disolucion, se llena mui exactamente de agua un matraz de vidrio (fig. 14), que comunica por un tubo encorvado, igualmente lleno de agua, con una probeta llena de mercurio. Se calienta poco a poco esta agua hasta la ebullicion. Cuando la temperatura llega a cerca de 45°, se ven formarse sobre las paredes del matraz, una multitud de pequeñas burbujas que desprendiéndose van a la probeta, hácia donde son arrastradas por el vapor que se forma durante la ebullicion, 100 volúmenes de agua, contienen cerca de 3,2 volúmenes de aire.

Este aire que se encuentra disuelto en el agua, es el que alimenta la respiracion de los peces, de los moluscos i de un gran número de zoófitos. Sirve tambien a la vejetacion de las plantas acuáticas.

Sustancias salinas en disolucion en el agua.—Las sustancias salinas que se contienen en disolucion en las aguas que se encuentran, ya sea sobre la superficie o ya al interior de la tierra, son mui numerosas. Las principales son: el *carbonato de cal, el sulfato de cal* i el *cloruro de sodio.*

El *carbonato de cal* disuelto en el agua, es un bicarbonato. Se le reconoce agregando al agua una disolucion de cal, esta disolucion transforma al bicarbonato en carbonato neutro, el cual en razon de su insolubilidad, enturbia la masa líquida.

El *sulfato de cal* se reconoce por el nitrato de varita i de el oxalato de amoniaco. El primer reactivo, vertido en pequeña cantidad en el agua, forma en ella un precipitado blanco de sulfato de barita, i el segundo un precipitado blanco de oxalato de cal.

El *cloruro de sodio* se reconoce por medio del nitrato de plata. Una disolucion de esta sal, vertida en una agua que contenga cloruro de sodio, forma al instante un precipitado blanco de cloruro de plata insoluble en el ácido nítrico i soluble en el amoniaco. Este precipitado en contacto con la luz, se pone azulejo al principio i despues negro.

Observacion.—Cuando las sustancias salinas que las aguas contienen en disolucion están en tan pequeña cantidad que no le comunican sabor alguno, se da a las aguas el nombre de *aguas dulces.* Cuando las aguas contienen, en proporcion considerable el cloruro de sodio, toman el nombre de *aguas saladas.* Tales son las aguas de los mares i ciertos lagos. En fin, existen ciertas aguas naturales que contienen sustancias cuyas propiedades se utilizan en medicina; se les llama *aguas minerales*: tales son las aguas sulfurosas, alcalinas, ferrujinosas, etc. El agua de lluvia es la mas pura de las aguas naturales; ordinariamente no contiene mas que aire i ácido carbónico.

En el agua que proviene de las lluvias de tempestades, se encuentra algunas veces indicios de ácido nítrico así como tambien de carbonato i nitrato de amoniaco.

36. Caracteres de las aguas potables.—Para que una agua sea buena para beber, debe ser viva, limpia, aereada, sin olor ni sabor. Debe disolver bien el jabon i cocer bien las legumbres. La presencia de una pequeña cantidad de sales calcáreas es necesaria para el desarrollo i nutricion del sistema huesoso. Cuando la cantidad de sulfato de cal que contiene el agua es mui considerable, como sucede en el agua de pozo en Paris, esta agua se hace difícil de dijerir i cesa por consiguiente de ser potable. Cesa igualmente de ser propia para cocer legumbres, porque forma con algunos de sus elementos, compuestos que las endurecen. El jabon produce en estas aguas un precipitado granuloso. Este precipitado resulta de una doble descomposicion entre el sulfato de cal i el jabon.

37 Destilacion del agua.—Cuando se quiere tener agua perfectamente pura se la somete a la *destilacion*. El aparato del cual se hace uso ordinariamente para esta operacion se compone (fig. 15) de tres partes esenciales: la *cucúrbita*, el *capitel* o *cúpula* i el *serpentin* o *refrijerante*. La cucúrbita o caldera *A* recibe el agua que se quiere destilar i descansa sobre un horno *F F*; la cúpula *B* cubria inmediatamente la caldera i comunica por un tubo encorbado *E K* con el serpentin *S S S*. Este serpentin, que es un tubo enrollado en forma de espiral, está colocado en un vaso metálico *C D G H* que contiene agua fria, a fin de mantener las paredes a una baja temperatura.

Para operar la destilacion, se hace hervir el agua de la caldera *A*: el vapor se coloca en la cúpula i de aquí pasa al serpentin en donde se condensa por el enfriamiento que esperimenta. Se recoje el líquido por la estremidad *R* del serpentin. El agua que rodea el serpentin se calienta mui lijero por el calor que abandona el vapor al condensarse, es por consiguiente necesario renovarla muchas veces cuando la destilacion debe durar algun tiempo; esto se hace por medio de un tubo *t'g*, que tiene un embudo en su parte superior i cuya estremidad inferior se introduce en el fondo del vaso *C D G H*. Puede servirse de está misma agua calentada por lá condensacion del vapor, i para alimentar la caldera.

Observacion.—Se debe dejar perder la primera cantidad, cerca de la vijésima parte del agua que se destila, porque contiene aire, i muchas veces tambien indicios de carbonato de amoniaco, que proviene de la descomposicion de las materias minerales que a veces contiene el agua. La operacion debe pararse cuando se ha destilado las tres cuartas partes del agua; pues, si se sigue adelante, las sales que el agua contiene en disolucion, podrian ser arrastradas mecánicamente por

las últimas partes de este líquido, o bien, reaccionar unas sobre otras i formar compuestos volátiles.

Ensayo del agua destilada.—Se considera el agua destilada como perfectamente pura, cuando no es precipitada por los reactivos siguientes: 1.° El *agua de cal*, que indica la presencia de *ácido carbónico*;

2.° El *nitrato de barita*, que indica la presencia de *sulfatos*;

3.° El *oxalato de potasa*, que indica la presencia de *sales calcáreas*;

4.° El *nitrato de plata*, que indica la presencia de los *cloruros*;

5.° El *sulfhidrato de amoniaco*, que indica la presencia de *sales metálicas*.

Usos del agua.— Los usos del agua son demasiado conocidos para que nos ocupemos de ellos.

Problema—Sobre 40 gr. de hierro calentado hasta el calor rojo en un tubo de porcelana, se hace pasar vapor de agua: se pregunta ¿cuál será la cantidad de agua descompuesta i cuál será el volúmen de hidrójeno puesto en libertad, sabiendo que 1 litro de hidrójeno pesa 0,gr.09?

1.° El hierro, apoderándose del oxíjeno del agua, se trasforma en un ácido que tiene por fórmula *Fe O*

$$Fe^3O^4 = 1050 + 400.$$

Designando por *X* la cantidad de oxíjeno que los 40 gr. de hierro han absorbido, tendremos:

$$\frac{40}{1050} = \frac{X}{400}, \text{ de donde } X = \frac{40 \times 400}{1050} = 15^{gr.}, 24.$$

Designando por *X'* la cantidad de hidrójeno puesta en libertad, tendremos

$$\frac{12,50}{100} = \frac{X'}{15,24} \text{ de donde } X' = \frac{12,50 \times 15,24}{100} = 1^{gr}, 90.$$

El peso del agua descompuesta será por consiguiente igual á

$$15^{gr}, 24 + 1^{gr}, 90 = 17^{gr}, 14.$$

2.° Para conocer ahora el volúmen del hidrójeno puesto en libertad, bastará dividir 1gr,90 por 0gr,09, peso de un litro de este gas, lo que dará 21lit,11.

V.

Azoe.—Aire atmosférico; su composicion i su análisis.

Azoe.

EQUIVALENTE AZ=175.

38. HISTORIA.—El *azoe* llamado antiguamente *nitrójeno* (que enjendra el nitro) porque entra en la composicion del nitro o salitre, fué descubierto en 1772 por el doctor Rutherford, pero Lavoisier fué el primero que en 1775 reconoció que existe en el estado libre en el aire atmosférico, del cual forma como las 79 centésimas. Algunos químicos le han designado bajo los nombres de *alcalíjeno*, *aire viciado*, etc. El nombre que lleva actualmente le ha sido dado por Guyton de Morveau, uno de los reformadores de la nomenclatura química; este nombre viene de dos palabras griegas, *a privativo*, *i vida*, porque no puede alimentar la vida de los animales que lo respiran.

39. PROPIEDADES FÍSICAS.—El azoe es un gas sin color, sin olor i sin sabor; es un poco mas liviano que el aire, del cual hace parte; su densidad, segun M. Regnault, es =0,971. Su solubilidad en el agua es mui débil; este líquido disuelve cerca de los 25 centésimos de su volúmen de este gas. Es un gas permanente, es decir, que hasta el dia no ha podido ser condensado.

40. PROPIEDADES QUÍMICAS.—Las propiedades químicas del azoe son mui poco características; son, por decirlo así, negativas. En efecto, el azoe es impropio para la combustion, lo que se demuestra introduciendo una cerilla encendida en una probeta llena de este gas; se vé que la cerilla se apaga en el instante de ser introducida. Tambien el gas ácido carbónico apaga la combustion, pero se distingue el azoe de este último gas, porque no enturbia el agua de cal ni enrojece la tintura de tornasol. El azoe no se combina *directamente* con ningun cuerpo simple, solo con el oxíjeno, trasformado en ozona por efecto de la electricidad. Haciendo pasar una

serie de fuertes chispas eléctricas por una mezcla de oxíjeno i azoe húmedos, se obtiene en efecto ácido azótico. Esto es lo que esplica la presencia de una pequeñísima cantidad de este ácido en las aguas que provienen de las lluvias de tempestades.

41. Estado natural.—El azoe está mui esparcido en la naturaleza; existe no solamente en el aire atmosférico, del cual forma cerca de los 4/5, sino tambien en muchas sustancias minerales, en las que se encuentra al estado de combinaciones, por ejemplo: en el ácido nítrico ó azótico, en el amoniaco, etc. El azoe entra igualmente en la composicion de la mayor parte de las sustancias animales i de un gran número de sustancias vejetales, tales como el glúten, ciertos aceites, los álcalis vejetales, la quinina, la morfina, la estricnina, etc. Resulta de las esperiencias de M. Boussingault que el azoe contenido en las sustancias animales proviene de los alimentos, miéntras que el azoe contenido en los vejetales es principalmente suministrado por el aire atmosférico.

42. Preparacion del azoe.—Se prepara el azoe quitando el oxíjeno al aire atmosférico. Para esto basta hacer arder un cuerpo bastante combustible en un volúmen limitado de aire. El cuerpo que se emplea mas jeneralmente en esta operacion es el fósforo. Se coloca (fig. 16) una rodela de corcho sobre la superficie del agua de una cuba, sobre este corcho se coloca una cápla de porcelana en la cual se coloca un fragmento de fósforo el cual se inflama por medio de una pajuela encendida; en seguida se cubre con una campana de vidrio, la cual se sumerje algunos milímetros en el agua; el fósforo, ardiendo, absorbe rápidamente el oxíjeno del aire que contiene la campana, para formar vapores blancos i mui espesos de ácido fosfórico que se disuelve rápidamente en el agua; de manera que bien pronto no queda en la campana mas que azoe, cuyo volúmen es igual a cerca de 4/5 del volúmen de aire empleado.

Sinembargo, el azoe así obtenido, no es perfectamente puro; contiene aun restos de oxíjeno i un poco de ácido carbónico que existia en el aire; para quitarle estos cuerpos, se absorbe el oxíjeno dejando en la campana algunos bastones de fósforos hasta que dejen de ser luminosos en la oscuridad, en seguida se le quita el ácido carbónico por medio de la potasa cáustica que se introduce en la campana.

Puede tambien separarse el azoe del oxíjeno, haciendo pasar una corriente de aire seco i privado de su ácido carbónico, sobre el cobre calentado hasta el calor rojo en un tubo de vidrio o de porcelana. El cobre absorbe el oxíjeno del aire i se obtiene así el azoe puro. El aparato de que se hace uso para esta esperiencia está representado en la (fig. 17). *CC'* es el tubo de porcelana o de vidrio en el cual se colocan limaduras o torneaduras de cobre; este tubo descansa sobre un pequeño hornillo de palastro *F'* que permite calentarlo has-

ta el calor rojo. Su estremidad C comunica con dos tubos T i T', de los cuales, el primero T contiene fragmentos de piedra pomez impregnada con una disolucion de potasa cáustica para absorber el ácido carbónico del aire, el segundo T' está igualmente lleno de fragmentos de piedra pomez impregnada de ácido sulfúrico concentrado para detener el vapor de agua; estos dos tubos están en comunicacion con un gasómetro V que está lleno de aire, i el cuál se hace pasar a todo el aparato, desalojándolo por una corriente de agua que suministra un depósito superior R. En fin, a la estremidad C' del tubo CC' se adapta un pequeño tubo de desprendimiento que conduce el azoe a una probeta E. Hé aquí lo que sucede: el aire del gasómetro V, desalojado por el agua del receptáculo R, atraviesa desde luego el tubo T, en donde se despoja de la pequeña cantidad de ácido carbónico que siempre contiene; en seguida pasa al tubo T', en donde es absorbido el vapor de agua que lleva consigo; llega entónces al tubo CC' que contiene el cobre calentado hasta el calor rojo; este metal se apodera del oxíjeno, i el azoe llega así perfectamente puro a la probeta destinada a recojerlo.

43. Usos del azoe.—El azoe puro no tiene uso en las artes ni en la medicina: se le emplea en los laboratorios algunas veces para librar del contacto del aire ciertas reacciones; pero este cuerpo hace un papel mui importante en la naturaleza, particularmente en la nutricion de los animales, de la cual forma el elemento mas esencial.



Aire atmosférico

44. Historia.—Los antiguos consideraban el *aire* como un elemento imponderable. Galileo fué el primero que demostró en 1640, que el aire es pesado, midiendo sucesivamente el peso de un globo lleno de aire a la presion ordinaria, i de aire comprimido. El descubrimiento del barómetro, hecho poco tiempo despues por Toricelli, puso fuera de duda la pesantez del aire. Hácia la misma época, Juan Rey publicó esperiencias que prueban que el aire contiene un cuerpo susceptible de fijarse sobre el estaño durante su calcinacion i de aumentar su peso. Pero la verdadera composicion del aire no fué descubierta sino siglo i medio despues por Lavoisier. Este ilustre químico, uno de los creadores de la química moderna, habiendo calentado el mercurio hasta una temperatura próxima al punto de su ebullicion, en un matraz de vidrio, cuyo cuello, encorvado en S, se introducia bajo una campana graduada llena de aire hasta las tres cuartas partes i colocada sobre una cuba de mercurio,

(fig. 18), reconoció al fin de doce dias que duró esta memorable esperiencia, que una parte del aire contenido en el aparato, cerca de 1/6, habia desaparecido, i que se habia formado un gran número de películas rojas que flotaban sobre la superficie del mercurio. El gas que quedó en el aparato era impropio para la respiracion i para la combustion; este gas era azoe. En cuanto a las películas rojas, recojidas i calentadas en una retorta de vidrio hasta una alta temperatura, dieron mercurio metálico i un gas que, segun las espresiones de Lavoisier, era mucho mas propio que el aire atmosférico para alimentar la combustion i la respiracion de los animales : este gas era el oxíjeno.

Así, los elementos del aire habian sido por la primera vez reconocidos i analizados. Pero dejemos hablar al mismo Lavoisier. «Reflexionando, dice, sobre las circunstancias de esta esperiencia, se vé que el mercurio, calcinándose, absorbe la parte salubre i respirable del aire (oxíjeno), que la porcion de aire que queda en una especie de mofeta (azoe) incapaz de mantener la combustion ni la respiracion. El aire de la atmósfera es pues un compuesto de dos fluidos elásticos de naturaleza diferente i, por decirlo así, opuestos.» (*Tratado elemental de química*).

Sin embargo, el procedimiento por medio del cual Lavoisier determinó los dos elementos del aire es poco propio para determinar rigorosamente las proporciones de estos elementos, porque el mercurio no absorbe jamas todo el oxíjeno. Lo mismo sucede con los procedimientos de análisis imajinados por Schêele, químico sueco, i en los cuales la absorcion del oxíjeno se hacia por medio de súlfuros alcalinos. Así, estos dos ilustres químicos habian encontrado en el aire mas de 27 por 100 de oxíjeno, cantidad demasiado grande, como lo veremos luego, cuando nos ocupemos de los procedimientos mas exactos de análisis moderno.

Entre los químicos cuyos trabajos mas han contribuido a darnos un conocimiento exacto de la composicion del aire atmosférico, citaremos a los MM. Gay-Lussac, Thénard, Bounner, Dumas, Boussingault i Chatin.

45. Propiedades físicas.—El aire es un gas permanente, trasparente, sin color, sin olor e insípido. Es 770 veces ménos denso que el agua, a la temperatura de 0° i bajo la presion de 0°,76. Un litro de aire seco, a la misma temperatura i bajo la misma presion, pesa 1gr.,30. El aire es mal conductor del calórico i de la electricidad.

46. Propiedades químicas.—Las propiedades químicas del aire atmosférico son las mismas que las del oxíjeno, pero ménos intensas. Así, el aire atmosférico alimenta la combustion en nuestros hogares i la respiracion de los animales; oxida la mayor parte de los metales i produce muchos otros fenómenos que estudiaremos sucesivamente.

47. COMPOSICION I ANALISIS DEL AIRE.—Segun los análisis mas exactos que se han hecho, el aire atmosférico se compone en volúmen

de 20,8 de oxíjeno,
de 79,2 de ozoe,
de 4 a 6 diez milésimas de ácido carbónico,
de 6 a 9 milésimas de vapor de agua.

El aire contiene, ademas, indicios de hidrójeno protocarbonado, de amoniaco, de ácido sulfúrico i una cantidad mui pequeña de iodo. Los diversos procedimientos que han sido empleados para determinar la dósis de los principios constituyentes de este fluido, son mui numerosos. Para hacer su esposicion con órden i claridad, examinaremos sucesivamente los métodos empleados para determinar las proporciones : 1.° del oxíjeno i del azoe ; 2.° del ácido carbónico ; 3.° del vapor de agua.

1.° *Oxíjeno i azoe* —La determinacion de las cantidades relativas de oxíjeno i azoe que entran en la composicion del aire atmosférico, puede hacerse por tres métodos principales : el primero consiste en absorber el oxíjeno por medio del fósforo ; el segundo por medio del eudiómetro ; el tercero, que es el de MM. Dumas i Boussingault, consiste en hacer pasar una corriente de aire despojado de su vapor de agua i de su ácido carbónico sobre el cobre calentado hasta el calor rojo.

Primer método.—Se introduce en una probeta graduada i colocada sobre el mercurio (fig. 19), un volúmen de aire que se mide exactamente, en seguida se introduce un pedacito de fósforo sostenido en la estremidad de un hilo de platino. Como el fósforo absorbe el oxíjeno a la temperatura ordinaria, se vé disminuir poco a poco el volúmen de aire i subir el nivel del mercurio en la probeta. Son necesarias 24 horas para que la absorcion del oxíjeno sea completa. Entónces se saca el fósforo i se mide el volúmen de gas azoe restante, teniendo cuidado de tomar en cuenta las diferencias de temperatura i de presion que pueden existir entre el principio i fin de la esperiencia. Sobre cien partes de aire introducidas en la probeta graduada, se encuentra de este modo que hai 21 partes de oxíjeno que son absorbidas por el fósforo i que quedan 79 de gas azoe.

Segundo método.—Para hacer el análisis del aire atmosférico por medio del eudiómetro de mercurio o el de agua, se introduce en uno de estos dos instrumentos, que reposa sobre la cuba de agua o sobre la de mercurio, una mezcla de 100 volúmenes de aire i 100 volúmenes de hidrójeno puro ; esto hecho, se acerca al boton del eudiómetro una botella de Leyde o el platillo de un electróforo, i se hace de este mo-

do pasar una chispa eléctrica al traves de la mezcla. La esplosion se produce al instante con vivo desprendimiento de luz, en seguida se vé al mercurio o al agua elevarse en el aparato para llenar el vacío formado. Si se mide entónces el gas que queda en el eudiómetro, solo se encuentran 137 volúmenes: 63 volúmenes de la mezcla han por consiguiente desaparecido. Ahora, se sabe que el hidrójeno i el oxíjeno, combinándose para formar agua, lo hacen en la relacion de un volúmen de oxíjeno por 2 de hidrójeno, por consiguiente, el 1/3 de los 63 volúmenes de mezcla que han desaparecido durante la esplosion, representan la cantidad de oxíjeno que se encontraba en los 100 volúmenes de aire introducidos en el eudiómetro. El aire sometido a la esperiencia contiene pues, 21 por 100 de oxíjeno i 79 de azoe.

Si se quiere obtener este último gas, será necesario introducir un exceso de oxíjeno, 100 volúmenes por ejemplo, en los 137 volúmenes de mezcla de azoe e hidrójeno restantes en el eudiómetro despues de la esplosion, i hacer detonar de nuevo. No quedará entónces en el instrumento, mas que una mezcla de azoe i oxíjeno, de la cual se puede aislar fácilmente el azoe absorbiendo el oxíjeno por medio del fósforo.

Tercer método.—Este método, mucho mas riguroso que los dos precedentes, ha sido imajinado por los MM. Dumas i Boussingault. Este método permite pasar las cantidades relativas de oxíjeno i azoe que contiene el aire atmosférico, lo que da resultados mucho mas exactos que la medida de los volúmenes, siempre mui pequeños, de los gases empleados en los otros métodos. El aparato de que se hace uso se compone: 1.° de un tubo *A* (fig. 20), que sirve para traer el aire desde el esterior de la cámara en que se opera; 2.° de un tubo *B* en forma de *U*, que contiene fragmentos de piedra pomez impregnados con una disolucion concentrada de potasa cáustica; 3.° de un aparato de bolas *C* de Liebig, que contiene una disolucion concentrada de potasa cáustica; 4.° de dos tubos en *U*, *D* i *E* que contienen fragmentos de piedras pomez impregnadas de ácido sulfúrico concentrado; 5.° de un tubo recto *FF'*, de vidrio refractario; este tubo está lleno de tornaduras de cobre i está colocado sobre un horno largo de palastro *F'*, de manera que se pueda calentar en toda su lonjitud; lleva ademas en sus estremidades dos llaves *S* i *S'*, que permiten hacer el vacío en él; 6.° de un globo de vidrio *V*, de 10 a 15 litros de capacidad, i cuyo cuello está provisto de una llave *R*. Hecho esto, se hace el vacío tan completamente como sea posible en el tubo *FF'*; se cierran las dos llaves *S* i *S'*, en seguida se pesa este tubo así vacío. Se hace en seguida el vacío en el globo *V* el cual se pesa igualmente.

Se ajusta entónces el aparato en el órden en que lo hemos descrito, i se calienta hasta el calor rojo el tubo *FF'*. En seguida se abren sucesivamente las llaves *S* i *S'* del tubo i la llave *R* del globo. El aire

que entra por el tubo aspirador *A* atraviesa desde luego el tubo *B* i el aparato de Liebig *C* en donde se despoja de su ácido carbónico; en seguida pasa por los tubos *D* i *E* en donde abandona el ácido sulfúrico la totalidad de su vapor de agua. Así, libre de su ácido carbónico i de su vapor de agua, el aire llega al tubo *FF'*, que contiene el cobre calentado hasta el calor rojo; abandona entónces su oxíjeno al metal i se precipita al globo vacío en estado de azoe puro. Cuando la operacion ha terminado, lo que se reconoce porque dejan de pasar burbujas de aire por el aparato de Liebig *C*, se cierran exactamente las llaves *S*, *S'* del tubo i la llave *R* del globo, en seguida se desmonta el aparato; se aguarda que el tubo i el globo se hayan enfriado i se pesan en seguida separadamente. El aumento de peso que el tubo ha esperimentado, da evidentemente el peso del oxíjeno que se ha fijado sobre el cobre; la diferencia entre el peso del globo vacío i el globo lleno de azoe representa evidentemente tambien el peso de este gas. Por medio de este análisis, hecho con todas las precauciones convenientes, MM. Dumas i Boussingault han encontrado que 100 partes de aire contiene:

Oxíjeno,	23	en peso;	20,8	en volúmen
Aire,	77	» »	79,2	» »

El aire atmosférico, tomado en diversos puntos del globo, a diferentes alturas hasta 3000 metros sobre el nivel del mar, i analizado por este método, ha dado constantemente la misma composicion. Segun M. Levy, el aire que cubre la superficie del mar, contendrá un poco ménos oxíjeno que el aire de los continentes.

2.° *Acido carbónico.*—Cuando se deja por algun tiempo en contacto del aire una cierta cantidad de agua de cal, se vé que la superficie de esta agua se cubre de una película sólida que es enteramente compuesta de carbonato de cal. Esta simple esperiencia demuestra que el aire contiene ácido carbónico.

Para medir la proporcion de ácido carbónico contenido en el aire, basta hacer pasar, valiéndonos de la aspiracion producida por el derrame de un líquido, un volúmen determinado de aire seco, por un sistema de tubos en *U* i aparatos de Liebig, semejantes a los que representa la (fig. 20), i llenos de potasa cáustica en disolucion i en fragmentos. La diferencia entre los pesos de estos tubos, ántes i despues de la esperiencia, dan el peso del ácido carbónico contenido en el volúmen de aire empleado.

Se ha encontrado de esta manera que la proporcion en volúmen del ácido carbónico que el aire encierra, varía entre 4 i 6 diez milésimas. Despues de largas lluvias, hai siempre ménos ácido carbónico en el aire que que en tiempo de sequedad, porque este ácido es soluble en el agua.

3.° *Vapor de agua.*—Para asegurarse de la existencia del vapor de agua en el aire atmosférico, basta esponer a la atmósfera un vaso lleno de una mezcla frigorífica. Se vé bien pronto que el vapor se condensa sobre las paredes del vaso i forma en él una capa de hielo.

Se mide la cantidad de vapor de agua contenida en el aire, haciendo pasar un volúmen determinado de este gas por un largo tubo en *U* lleno de piedra pomez impregnada de ácido sulfúrico concentrado. La diferencia entre los pesos del tubo, ántes i despues de la esperiencia, dá el peso del vapor de agua contenido en el volúmen de aire empleado.

M. Regnault ha imajinado un aparato mui simple, por medio del cual se determina a la vez, las proporciones de ácido carbónico i de vapor de agua que contiene el aire. Este aparato se compone (fig. 21) de una série de tubos encorvados en *U*, *A*, *B*, *C*, *D*, *E*, *F*, que comunican con un gran vaso cilíndrico *V* por medio de un tubo encorbado *H I K*, cuya rama vertical *I K* se introduce hasta la parte inferior del vaso; este es de hierro galvanizado, de 50 a 100 litros de capacidad. Está terminado en su parte inferior por una llave *R*; una segunda llave *S* permite establecer o interrumpir a voluntad la comunicacion del vaso *V* con los tubos encorvados; el vaso lleva ademas un termómetro *T* cuya cubeta está sumerjida en el interior.

Para hacer la esperiencia, se llena de agua el vaso *V*, cuya capacidad se conoce exactamente. Los tubos *A*, *B*, *E* i *F* se llenan con fragmentos de piedra pomez impregnadas de ácido sulfúrico concentrado; los tubos *C* i *D* se llenan con fragmentos de piedra pomez impregnados de una disolucion concentrada de potasa cáustica. Los dos tubos *A* i *B* se pesan juntos; del mismo modo los tres tubos *C*, *D* i *E*; en cuanto al tubo *F*, no hai necesidad de pesarlo; su único objeto es evitar que el vapor de agua que se desprende del vaso *V* llegue al tubo *E*.

Cuando el aparato está dispuesto de este modo, se abren las llaves *R* i *S*: el agua del vaso *V* sale con una velocidad constante, i el aire esterior penetra por el tubo *G*, el cual está colocado en el espacio cuyo aire se quiere analizar. Este aire, ántes de penetrar en el vaso *V*, para reemplazar al agua que se derrama, atraviesa los tubos *A*, *B*, *C*, *D*, *E* i *F*. En los dos primeros tubos *A* i *B*, que contienen ácido sulfúrico, deposita su agua; en los tubos *C* i *D* que contienen potasa cáustica, abandona su ácido carbónico. El tubo *E*, que contiene ácido sulfúrico, tiene por objeto detener la pequeña cantidad de vapor de agua que puede ceder al aire la disolucion de potasa cáustica contenida en los dos tubos anteriores.

Cuando el vaso aspirador *V* está enteramente vacío, se desmonta el aparato i se vuelve a pesar juntos los tubos *A B*, i *C*, *D*, *E*. El aumento de peso que estos dos sistemas de tubos han esperimentado durante la esperiencia da, para los tubos *A* i *B*, la cantidad de vapor de agua, i para los tubos *C*, *D* i *E*, la cantidad de ácido carbónico que existia en el volúmen de aire que ha atravesado el aparato.

El aire atmosférico contiene tambien una cierta cantidad de hidrójeno protocarbonado, que se desprende de las aguas estancadas, en las cuales se produce por la descomposicion de las plantas. M. Chatin ha demostrado, en estos últimos tiempos, que el aire contiene indicios de iodo. Se encuentra aun amoniaco, ácido sulfúrico, ozona i otras sustancias que provienen de la descomposicion de las materias animales i vejetales.

48. El aire es una mezcla.—El aire atmosférico no es una *combinacion* de oxíjeno i azoe, como han creido algunos químicos ; es simplemente una *mezcla* de estos dos gases. La prueba de esto, es que disolviendo el aire en el agua, altera su composicion ; el azoe i el oxíjeno se disuelven segun su grado de solubilidad respectivo. Hé aquí porque el aire disuelto en el agua contiene mayor cantidad de oxíjeno que el aire atmosférico ordinario. Otra prueba de que el aire es una simple mezcla, es que su poder refrinjente es igual a la suma de los poderes refrinjentes del azoe i del oxíjeno, lo que no sucede jamas en los gases compuestos, cuyo poder refrinjente es siempre mayor o menor que la suma de los poderes refrinjentes de sus elementos. En fin, se sabe que los gases se combinan siempre, en volúmen, en relaciones mui simples : si el aire atmosférico fuese una combinacion, seria una escepcion a esta lei jeneral.

49. Usos del aire atmosferico.—Todos conocen los numerosos usos del aire atmosférico. Este gas es el que suministra el oxíjeno necesario para la combustion del carbon, de la leña, de los aceites; el oxíjeno necesario para la oxidacion de ciertos metales, etc. El aire es el que alimenta la respiracion de los animales i de las plantas. En metalurjia se le emplea para la preparacion de un gran número de productos. Nadie ignora sus usos como fuerza motriz.

VI.

Oxidos de azoe.—Acido azótico.—Amoniaco.

Oxidos de azoe.

50. Combinaciones del azoe con el oxijeno.—El azoe, combinándose con el oxíjeno, forma cinco compuestos cuya serie nos ofrece un ejemplo notable de la lei de Dalton sobre las proporciones múltiplas. Estos cinco compuestos son :

El *protóxido de azoe*....................	$AzO = 175\ Az + 100.\ O$
El *bióxido de azoe*......................	$AzO^2 = 175\ Az + 200.\ O$
El *ácido azoloso* o *nitroso*............	$AzO^3 = 175\ Az + 300.\ O$
El *ácido hipoazótico* o *hiponítrico*....	$AzO^4 = 175\ Az + 400.\ O$
El *ácido azótico* o *nítrico*............	$AzO^5 = 175\ Az + 500.\ O$

Se vé que las cantidades de oxíjeno que, en los cinco compuestos, se combinan con la misma cantidad de azoe, están en la relacion de 1, 2, 3, 4 i 5.

Como el ácido nítrico es el que se emplea para obtener las demas combinaciones de azoe, convendrá que comencemos su estudio por el de este ácido.

Acido azótico o nítrico, AzO^5

51. Historia.—El ácido azótico fué descubierto en 1225 por Raymond Lulle. El célebre alquimista obtuvo este importante ácido, destilando una mezcla de arcilla i de nitro (nitrato de potasa). Schèele fué el primero que le distinguió del ácido hipoazótico, con el cual se le habia confundido siempre. Pero su naturaleza química i su composicion no fueron fijadas exactamente hasta el año 1784, por las esperiencias de Cavendisch. Ha sido designado bajo los nombres de *espíritu de nitro*, de *agua fuerte* i de *ácido nítrico*.

52. Propiedades fisicas.—Se distinguen dos especies de ácido nítrico : el *ácido nítrico anhidro* i el *ácido nítrico hidratado*.

El *ácido nítrico anhidro*, descubierto recientemente por M. Deville es sólido, blanco, cristalizado en prismas romboidales ; se funde a 30 grados i hierve a 50 ; a una temperatura un poco mas elevada, se descompone en ácido hiponítrico i en oxíjeno. Su fórmula es AzO^5

El *ácido azótico hidratado* contiene siempre por lo ménos 1 equi. de agua AzO^5, HO; las mas veces contiene 4 equi. de agua $AzO^5, 4HO$ este último constituye el ácido azótico ordinario. Es un líquido incoloro, lijeramente fumante al aire i puesto en la lengua quema ; posee un olor picante característico : hierve a 86 grados i se conjela a—50°. Su densidad es =1,522.

53. Propiedades quimicas.—El ácido azótico es uno de los ácidos mas enérjicos : enrojece fuertemente la tintura de tornasol i mancha de amarillo la piel, del mismo modo que la mayor parte de las sustancias orgánicas, las que puede aun destruir enteramente cuando es prolongada su accion. El calor le descompone en ácido hiponítrico i en oxíjeno; la luz le descompone igualmente, pero de una manera mas lenta.

El carbon, el azufre, el fósforo i el iodo, se apoderan de una parte de su oxíjeno i le transforman en bióxido de azoe o en ácido hiponítrico. El hidrójeno, bajo la influencia del calor, le descompone con esplosion; resulta de esta reaccion agua i azoe: $AzO^5, HO + 5H = 6HO + Az$.

Casi todos los metales descomponen en frio al ácido nítrico: así, el cobre, la plata, el mercurio, etc., puestos en presencia de este ácido, se transforman en nitratos, i dan lugar a un desprendimiento d bióxido de azoe. Las fórmulas siguientes representan estas reacciones:

$$4AzO^5, HO + 3\ Cu = 3\ (CuO, AzO^5) + AzO^2 + 4HO.$$
$$4AzO^5, HO + 3\ Ag = 3\ (AgO, AzO^5) + AzO^2 + 4HO.$$
$$4AzO^5, HO + 3\ Hg = 3\ (HgO, AzO^5) + AzO^2 + 4HO.$$

Como todos los nitratos son solubles, se puede decir que el ácido nítrico disuelve a la mayor parte de los metales. No tiene accion sobre el oro, el platino, el rodio i algunos otros metales que se oxidan mui difícilmente.

Esta accion del ácido nítrico sobre los metales está, por decirlo así, en razon inversa de su grado de concentracion. Así, cosa estraña, el ácido nítrico ordinario o cuadrihidratado $AzO^5, 4HO$ obra de un modo mucho mas vivo que el ácido nítrico monohidratado AzO^5, HO, a lo ménos en frio; si se introducen en este último ácido pedazos de hierro, permanecen intactos, miéntras tanto que se disuelven rápidamente i con efervescencia en el ácido nítrico ordinario. Lo que hai de mas singular, es que estos mismos pedazos de hierro, despues de haber estado algun tiempo en contacto con el ácido monohidratado, no pueden ser atacados aisladamente por el ácido cuadrihidratado, entónces se dice que el hierro se ha hecho *pasivo*. Este fenómeno no se ha esplicado aun de un modo satisfactorio.

Si el ácido nítrico está mui diluido en agua, su accion sobre los metales cambia de forma, al ménos para el hierro, el zinc i algunos otros metales de la tercera seccion. En lugar de un desprendimiento de bióxido de azoe, se obtiene hidrójeno, lo que prueba que el metal se oxida, no a espensas del ácido, sino del agua, del mismo modo que sucede en la preparacion del hidrójeno por el ácido sulfúrico. En este caso como en el otro, se forma tambien un nitrato.

Los cuerpos compuestos que tienen mucha afinidad con el oxíjeno, descomponen igualmente el ácido nítrico. Los ácidos sulfuroso, arsenioso, fosforoso, etc., le quitan una parte de su oxíjeno para trasformarse en ácido sulfúrico, arsénico, fosfórico, etc. Examinaremos mas tarde la accion de los hidrácidos, i particularmente del ácido clorhídrico, cuando tratemos del *agua réjia*. Cuando se hace llegar una corriente de bióxido de azoe al ácido nítrico, éste toma un color verde, azul o amarillo, segun su grado de concentracion; el bióxido de azoe es absorbido i pasa al estado de ácido hipoazótico que queda

disuelto en el líquido. Esta transformacion del bióxido de azoe en ácido hipoazótico se esplica fácilmente por la fórmula siguiente:

$$AzO^2+2AzO^5=3AzO^4.$$

54. Estado natural.—El ácido nítrico se forma en la atmósfera en tiempo de tempestades; proviene entónces de la combinacion directa del azoe i del oxíjeno transformado en ozona bajo lo influencia de la electricidad. Se puede reproducir artificialmente este fenómeno, haciendo pasar una serie de chispas eléctricas por una mezcla de oxíjeno i azoe colocada sobre el agua; se obtiene así una pequeña cantidad de ácido nítrico que se disuelve inmediatamente en el líquido. Se encuentra mui abundantemente en la naturaleza el ácido nítrico combinado con la plata, la sosa, la cal i la magnesia.

55. Preparacion del acido nitrico hidratado.—Se prepara en los laboratorios el ácido nítrico hidratado, descomponiendo el nitrato de potasa por el ácido sulfúrico.

El aparato de que se hace uso se compone (fig. 22) de una retorta de vidrio, cuyo cuello enchufa en un matraz que se enfria por una corriente contínua de agua fresca. Se introducen en la retorta 6 partes de nitrato de potasa i 4 partes de ácido sulfúrico, teniendo cuidado de introducir este último por medio de un embudo de tubo largo para no salpicar las paredes de la retorta, en seguida se calienta poco a poco la mezcla. Al principio de la operacion, se vé que la retorta i el matraz se llenan de vapores rojos, que son de ácido hiponítrico. Estos vapores provienen de la descomposicion, por el ácido sulfúrico en exceso, de las primeras porciones de ácido nítrico que se forman; pero bien pronto el ácido nítrico destila sin alteracion i va a condensarse al matraz. Hácia el fin de la operacion, se vé reaparecer los vapores rojos, que son debidos tambien a que predomina el ácido sulfúrico.

Teoría.—La teoría de esta preparacion es sumamente sencilla. El nitrato de potasa KO, AzO^5 es un compuesto de ácido nítrico i de potasa. El ácido sulfúrico, mas poderoso i mas fijo que el ácido nítrico, se apodera de la potasa i pone a este ácido en libertad. En la retorta queda bisulfato de potasa:

$$KO, AzO^5+2SO^3,HO=AzO^5,HO+KO,2SO^3,HO.$$

Para obtener el ácido nítrico monohidratado, es decir, tan concentrado como sea posible, es necesario tener cuidado de secar bien el nitrato de potasa i tomar un ácido sulfúrico que marque 60° del aereómetro. Sin estas precauciones, solo se obtiene el ácido nítrico ordinario o cuadrihidratado.

El ácido nítrico monohidratado, preparado del modo que acabamos de indicar, encierra siempre una cierta cantidad de ácido hiponítrico del cual es imposible separarlo, i esta es la razon porque tiene color amarillo i es mui fumante al aire libre.

En las fábricas se reemplaza ordinariamente el nitrato de potasa por el de sosa, que es mas barato i que da mayor cantidad de ácido nítrico. La mezcla de nitrato de sosa i ácido sulfúrico, se introduce en un cilindro de fundicion *A* (fig. 23) que descansa sobre un horno *F* de albañilería, i comunica por los tubos *T* i *T'* con una serie de gruesas botellas o *bombones* de greda *c*, *c'*, colocadas unas a continuacion de otras, i en las cuales se condensa el ácido nítrico. Un embudo de fundicion *E* sirve para verter el ácido sulfúrico sobre el nitrato de sosa.

Preparado de este modo el ácido nítrico del comercio, es necesariamente impuro. Contiene siempre un poco de ácido sulfúrico arrastrado en la destilacion, i algo de cloro que proviene de que la sal empleada en esta fabricacion contiene ordinariamente cloruros. Cuando se quiere tener el ácido nítrico perfectamente puro, se le agrega una pequeña cantidad de una disolucion concentrada de nitrato de plata que precipita el cloro; en seguida se le destila en una retorta de vidrio que comunique con un recipiente convenientemente enfriado.

56. Preparacion del acido nitrico anhidro.—Se obtiene el ácido nítrico anhidro descomponiendo, por una corriente de cloro seco, el nitrato de plata calentado hasta una temperatura de 50 o 60°. El cloro se apodera de la plata para formar cloruro de plata; el ácido nítrico anhidro cristaliza sobre las paredes del aparato, i el oxíjeno del óxido de plata se desprende:

$$AgO.AzO^5+Cl=AzO^5+AgCl+O.$$

57. Usos del acido nitrico.—Los usos del ácido nítrico son mui numerosos en la medicina i en las artes. En la medicina se le emplea como cáustico para modificar las heridas de mala naturaleza, para destruir las verrugas i ciertos tumores. En las artes sirve para grabar sobre el cobre i sobre el acero, para la preparacion del ácido oxálico i de una multitud de productos. Se le emplea aun para ensayar el oro i las monedas, para desoxidar los metales i para hacer la mayor parte de las disoluciones metálicas.

Protóxido de azoe, AzO.

58. Historia.—El *protóxido de azoe* fué descubierto en 1772 por Priestley; se le ha llamado sucesivamente *óxido nitroso, óxido de azoe* i *gas hilarante*.

59. Propiedades fisicas.—El protóxido de azoe es un gas incoloro, inodoro, de un sabor lijeramente azucarado; su densidad es =1,527. Sometido a la doble influencia de un enfriamiento considerable i de una fuerte presion, puede liquidarse i aun solidificarse. En este último estado, se presenta bajo la forma de copos de nieve cuya temperatura ha sido avaluada en mas de 100° debajo de cero. El agua puede disolver cerca de la mitad de su volúmen de protóxido de azoe.

60. Propiedades quimicas.—El calor descompone el protóxido de azoe i le transforma en azoe i en ácido hipoazótico: $4AzO=3Az+AzO^4$. La mayor parte de los metaloides i de los metales le descomponen igualmente, apoderándose de su oxíjeno i dejando libre el azoe.

El protóxido de azoe puede, como el oxíjeno, alimentar la combustion: el carbon, el azufre i el fósforo, arden en él con mucha enerjía. Una pajuela que presente aun algunos puntos en ignicion, se enciende instantáneamente sumerjiéndola en este gas. Este último carácter podria hacer confundir el oxíjeno con este gas.

El protóxido de azoe es impropio para la respiracion. Se dice que cuando es absorbido por el hombre, causa una especie de borrachera agradable i excita la risa, por esta razon se le dió el nombre de *gas hilarante*. La fórmula del protóxido de azoe es AzO; está compuesto de un equivalente de azoe i otro de oxíjeno.

61. Preparacion del protoxido de azoe.—El protóxido de azoe no existe en la naturaleza. Se le prepara calentando el nitrato de amoniaco en una pequeña retorta de vidrio provista de un tubo encorbado (fig. 5). El nitrato de amoniaco se funde desde luego, en seguida entra en ebullicion i se desprende una gran cantidad de gas que se recoje en unas probetas, ya sea sobre el agua, ya sea sobre el mercurio; al mismo tiempo se vé condensarse agua sobre las paredes de la retorta.

Teoría.—El nitrato de amoniaco, cuya fórmula es AzH_3,HO,AzO_5, se trasforma exactamente en protóxido de azoe i en agua, lo que representa la fórmula siguiente:

$$AzH^3HO,AzO^5=2AzO+4HO.$$

Se obtienen pues dos equivalentes de protóxido de azoe i cuatro de agua; de manera que al fin de la operacion no queda nada en la retorta. El protóxido de azoe no tiene uso.

Bióxido de azoe, AzO^2

62. Historia.—El *bióxido de azoe* fué descubierto por Hales i estudiado por Priestley, Davy i Gay-Lussac. Se le ha designado sucesivamente con los nombres de *gas nitroso, óxido nitroso* i *óxido nítrico.*

63. Propiedades fisicas.—El bióxido de azoe es un gas sin color, mui poco soluble en el agua; su densidad es $=1,039$. No se le ha podido liquidar hasta el dia.

64. Propiedades quimicas.—El calor descompone al bióxido de azoe en azoe i en ácido hipoazótico; es descompuesto igualmente por casi todos los cuerpos que obran sobre el protóxido. Este gas es impropio para la combustion; solo los cuerpos mui ávidos de oxíjeno, tales como el carbono, el fósforo, el potasio, etc. pueden arder en él; lo que demuestra que el oxíjeno i el azoe están combinados con mucha mas enerjía en el bióxido que en el protóxido.

Pero, de todas las propiedades químicas del bióxido de azoe, la mas notable es la que presenta cuando se le pone en contacto del aire atmosférico o del oxíjeno: se le vé al punto convertirse en vapores *rojos.* Absorbe entónces dos equivalentes de oxíjeno i se convierte enteramente en ácido hipoazótico: $AzO^2+2O=AzO^4$. Esta propiedad del bióxido de azoe es mui característica, i por ella se distingue de todos los demas gases.

El bióxido de azoe es impropio para la respiracion, lo que se comprende fácilmente, puesto que los pulmones contienen siempre bastante aire para trasformar este gas en ácido hiponítrico, el cual ejerce una accion mui viva sobre la economía animal.

65. Composicion.—El análisis del bióxido de azoe da para la composicion en volúmen, *un volúmen de oxíjeno i otro de azoe*; lo que da en peso:

Azoe	46,66
Oxíjeno	53,34
	100,00

Estos dos números están en la relacion de 175, equi. del azoe, a 200, doble equi. del oxíjeno. La fórmula del bióxido de azoe es por consiguiente AzO^2.

66. Preparacion del bioxido de azoe.—El bióxido de azoe no existe en la naturaleza. Se le prepara haciendo obrar, a la temperatura ordinaria, el ácido nítrico diluido sobre limaduras de cobre. El aparato que se emplea (fig. 9) es el mismo que ya hemos descrito para la preparacion del hidrójeno. El gas puede recojerse sobre el agua o sobre el mercurio.

Teoría.—Una parte del ácido nítrico, cuya fórmula es AzO^5, se descompone en bióxido de azoe, que se desprende, i en oxíjeno, que se fija sobre el cobre. La otra parte del ácido nítrico se combina con el óxido de cobre a medida que se forma; de manera que despues de la operacion, queda en el frasco nitrato de cobre. Así, pues, si se toman 4 equi. de ácido nítrico i tres equi. de cobre, se obtiene 1 equi. de bióxido de azoe i 3 equi. de nitrato de cobre; esto se representa por la fórmula siguiente:

$$4AzO^5+3Cu=AzO^2+3\,(CuO,AzO^5).$$

Podria reemplazarse el cobre por el mercurio.



Acido nitroso, AzO^3

67. Propiedades fisicas i quimicas.—El ácido nitroso es un líquido de color azul, mui fluido i mui volátil. Hierve a una temperatura inferior a cero. Puede mezclarse con el agua mui fria; pero tan pronto como la temperatura se eleva algunos grados, se descompone en bióxido de azoe, que se desprende, i en ácido nítrico, que queda en el líquido. El ácido nitroso es formado de 1 volúmen de azoe i de 1 1/2 volúmen de oxíjeno.

Su fórmula es AzO^3.

68. Preparacion.—Se prepara el ácido nitroso haciendo pasar al traves de un tubo en *U*, sumerjido en una mezcla frigorífica, una corriente de gas compuesta de cuatro volúmenes de bióxido de azoe i 1 de oxíjeno. La combinacion se efectúa directamente i el ácido nitroso se condensa en el tubo enfriado.

Acido hiponítrico, AzO^4

69. Historia.—El ácido *hiponítrico* fué descubierto al mismo tiempo que el ácido nítrico por Raymond Lulle en 1225. ... , pero el conocimiento exacto de este cuerpo se debe a los ... trabajos de Dulong i de Gay-Lussac, que hicieron conoc... sus propiedades. Se le designa bajo el nombre de ácido *hi... ...ponítrico* o *hipoazótico*.

70. Propiedades fisicas.—El ácido hiponítrico es un líquido anaranjado, de un olor fuerte característico i de un sabor caústico. Cristaliza a — 9° en prismas trasparentes, i entra en ebullicion a 28°. A la temperatura ordinaria, esparce en el aire vapores rojos; su densidad es =1,452.

71. Propiedades quimicas.—De todas las combinaciones del azoe con el oxíjeno, el ácido hiponítrico es la mas estable; el calor no la descompone, enrojece fuertemente la tintura de tornasol, mancha de amarillo la piel i la desorganiza.

El ácido hiponítrico no se combina directamente con las bases, pero en presencia de ellas, se descompone i da oríjen a la formacion de una mezcla de nitrato i nitrito; por esta razon es que muchos químicos no consideran ya al ácido hipoazótico como un ácido particular, sino como una combinacion de ácido nítrico anhidro i de ácido nitroso, que designan bajo el nombre de *hipoazótido*. El carácter mas notable de este cuerpo, es el descomponerse en ácido nítrico i en bióxido de azoe cuando está en contacto del agua i a la temperatura ordinaria;

$$3AzO^4+2HO=2AzO^5, HO+AzO.$$

72. Composicion.—El análisis de este cuerpo demuestra que *este ácido está formado de un volúmen de azoe i de dos volúmenes de oxijeno;* lo que da en peso

Azoe.....	30,43.
Oxíjeno..	69,57.
	100,00

números que están en la relacion de 175 a 400; por consiguiente la fórmula de este ácido es AzO^4.

73. Preparacion del acido hiponitrico.—El ácido hiponítrico no existe en la naturaleza. Se le prepara calentando hasta una alta tem-

peratura en una retorta de greda el nitrato de plomo. Esta sal se descompone en oxíjeno que se desprende, en óxido de plomo que queda en la retorta, i en ácido hiponítrico que se recoje en un tubo en *U* rodeado de hielo:

$$PbO, AzO^5 = AzO_4 + O + PbO.$$

El ácido hiponítrico no tiene uso.

Amoniaco, AzH^3

74. Historia.—Este cuerpo es conocido desde hace mucho tiempo; Schèele i Priestley hicieron los primeros análisis de él i encontraron que se compone de azoe i de hidrójeno. Bertollet determinó las proporciones relativas de estos dos elementos. El amoniaco ha sido designado bajo los nombres de *álcali volátil*, de *espíritu de sal amoniaco* i de *azoturo de hidrójeno*. Aunque este último nombre está conforme con las reglas de la nomenclatura química, los químicos modernos han conservado a este cuerpo el de amoniaco, que le fué dado por los árabes.

75. Propiedades físicas.—El amoniaco es un gas incoloro, de un olor fuerte i picante. La aspiracion de este gas irrita fuertemente las membranas de la nariz i excita el lagrimeo. Su densidad es $=0,597$. Sometido a un enfriamiento de $-40°$ bajo la presion ordinaria, o a una presion de 7 atmósferas a la temperatura de $10°$, el gas amoniaco se liquida, i forma entónces un líquido sin color, mui fluido i mui móvil, de una densidad $=0,76$. M. Faraday ha llegado aun, en estos últimos tiempos, a trasformar este líquido en una masa blanca, cristalina i trasparente, esponiéndolo en el vacío, al frio producido por una mezcla de ácido carbónico i de éter.

El amoniaco es mui soluble en el agua; este líquido a la temperatura ordinaria, disuelve cerca de 500 veces su volúmen de gas. Cuando se pone en contacto del agua una probeta llena de amoniaco, el gas es absorbido instantáneamente i el agua penetra en la probeta como en el vacío, con una fuerza suficiente para quebrarla. Un trozo de hielo introducido en una campana llena de amoniaco, absorbe este gas i se funde inmediatamente.

La disolucion acuosa de amoniaco, que impropiamente llaman *amoniaco líquido*, es ménos densa que el agua; su densidad es $=0,85$; exhala el mismo olor que el gas amoniaco, i posee la mayor parte de sus propiedades químicas. Se conjela a $-40°$: calentada hasta $60°$ o colocada en el vacío, abandona todo el gas que contiene. Lo abandona

igualmente poco a poco cuando se le deja en contacto del aire. Esta disolucion es mui càustica.

76. Propiedades quimicas.—El amoniaco es una base alcalina mui enérjica. Bajo este aspecto se parece a la potasa, a la sosa, a la cal, etc., pone verde el jarabe de violetas, restablece el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido, i se combina directamente con los ácidos para formar sales. (1)

El calor i la electricidad descomponen el amoniaco en azoe e hidrójeno. El oxíjeno, el carbono, el cloro el bromo i el iodo lo descomponen igualmente.

El oxíjeno, bajo la influencia del calor o de la chispa eléctrica, se apodera de su hidrójeno para formar agua, i deja el azoe en libertad.

$$AzH^3+3O=Az+3HO.$$

El carbono, a una temperatura elevada, le quita su azoe i un equivalente de hidrójeno, para trasformarse en ácido cianhídrico C_2AzH, el cual se combina con un equivalente de amoniaco no descompuesto, i forma así cianhidrato de amoniaco :

$$2AzH^3+2C=AzH_3, C^2AzH+2H.$$

El cloro, el bromo i el iodo se apoderan de su hidrójeno i dejan libre el azoe. Resultan de esta reaccion los ácidos clorhídrico, bromhídrico i iodhidrico, los cuales forman clorhidrato, bromhidrato e iodhidrato de amoniaco :

$$4AzH^3+3Cl=3(AzH, HCl)+Az.$$

El iodo forma aun con el amoniaco un compuesto que se llama *ioduro de azoe.*

Muchos metales, tales como el potasio, el sodio, el hierro, el cobre, descomponen igualmente el amoniaco a una temperatura eleveda. El potasio i el sodio forman compuestos que tienen por formula :

$$AzH^2, K \text{ i } AzH^2, N.$$

El hierro i el cobre reducen simplemente el amoniaco a sus elementos, es decir, a 1 volúmen de azoe i 3 de hidrójeno.

El amoniaco puede, en ciertas circunstancias, combinarse con un equivalente de hidrójeno i constituir un cuerpo que tiene por fórmula AzH^4. Este compuesto particular ha recibido el nombre de *amonio*, i

(1) El amoniaco puro AzH^3 no se combina directamente sino con los ácidos hidrojenados o hidrácidos. Para entrar en combinacion con los ácidos oxijenados u oxácidos, es necesario que tenga un equivalente de agua AzH^3 HO.

se comporta como los metales en todas las combinaciones que forma. Cuando se vierte una disolucion de clorhidrato de amoniaco en un vaso que contenga una amalgama de potasio, se vé casi al mismo tiempo formarse una masa metálica, voluminosa, mui brillante i blanda. Esta masa metálica no es otra cosa que una amalgama de amonio. Se produce ademas cloruro de potasio que queda disuelto :

$$Az\,H^3,\,Cl\,H + Hg\,K = Az\,H^4,\,Hg + K\,Cl$$

Este compuesto notable no ha podido ser hasta el presente aislado de sus combinaciones.

Observacion.—El compuesto $Az\,H^2$ que forma el amoniaco en contacto con el potasio, ha recibido el nombre de *amidójeno.* Este cuerpo i el amonio tienen una gran importancia teórica que no podemos mas que indicar aquí.

77. Composicion.—El análisis da para la composicion del amoniaco, que 50 *volúmenes de gas amoniaco contienen* 25 *volúmenes de ázoe i* 75 *de hidrójeno*; lo que da en peso para 100 partes de este gas :

Azoe........	82,89
Hidrójeno...	17,11
	100,00

Estos dos números están en la relacion de 175, equivalente del azoe, a 37,50, o tres veces el equivalente del hidrójeno. La fórmula del amoniaco es por consiguiente AzH^3.

78. Estado natural.—El amoniaco se produce espontáneamente en la descomposicion de las materias orgánicas que contienen azoe. Algunos químicos creen que existe el amoniaco en mui corta cantidad en el aire atmosférico. Se encuentra este cuerpo al estado de fosfato en los orines, al estado de clorhidrato, en los escrementos de los camellos. El carbonato de amoniaco se forma constantemente en la putrefaccion de las materias animales.

79. Preparacion del amoniaco.—Se prepara el amoniaco, descomponiendo el clorhidrato de amoniaco por medio de la cal viva. Se introduce en un matraz (fig. 24) una mezcla de estos dos cuerpos en pesos iguales. A este matraz se adapta un tubo encorbado que se dirije a una probeta llena de mercurio.

Teoría.—La cal descompone el clorhidrato ; rechaza el amoniaco i

se apodera de su ácido clorhídrico, para formar cloruro de calcio i agua :

$$AzH_3ClH + CaO = AzH^3 + CaCl + HO.$$

Se puede reemplazar el clorhidrato de amoniaco por cualquiera otra sal amoniacal.

Preparacion de la disolucion acuosa de amoniaco.—Se prepara esta disolucion por medio del *aparato de Wolf* (fig. 25). El gas se prepara como anteriormente, con la diferencia que en lugar de cal viva se emplea cal apagada. El gas pasa desde luego por un frasco lavador *A* que contiene mui poca agua, en seguida pasa sucesivamente por los frascos *B*, C, llenos hasta los 3/4 de agua. Los tubos encorvados que conducen el gas deben sumerjirse en el agua hasta mui cerca del fondo del frasco.

80. USOS DEL AMONIACO.—El amoniaco se emplea en medicina como cáustico, en el arte de la tintorería para disolver ciertas materias colorantes, i en los laboratorios como reactivo. Siempre es la disolucion acuosa la que se emplea.

VII.

Azufre.—Acido sulfuroso.—Acido sulfúrico.—Hidrójeno sulfurado.

Azufre.

EQUIVALENTE, S=200.

81. HISTORIA.—El azufre es conocido desde la mas remota antigüedad. Los alquimistas de la edad media lo miraban como uno de los elementos de los metales, de ello da una prueba el adajio *Omnia metalla ex sulfure et argento vivo consistunt.* Durante mucho tiempo se confundió bajo el nombre jenérico de azufre a todas las materias inflamables i combustibles. Beecher i Stalh, su discípulo, fueron los primeros que hicieron conocer, a fines del siglo XVII, las propiedades de este cuerpo, que ellos consideraban sin embargo como una sustancia compuesta. Solo a fines del último siglo los químicos franceses lo colocaron entre los cuerpos simples.

82. PROPIEDADES FISICAS.—El azufre es un cuerpo sólido a la tem-

peratura ordinaria, su color es amarillo de limon, insípido i sin olor. Es mui mal conductor del calórico i la electricidad; cuando se le frota, se electriza negativamente i adquiere entónces un lijero olor. Este cuerpo es mui quebradizo; si se tiene en la mano un baston de azufre, éste cruje i concluye por romperse a causa de la dilatacion desigual de sus moléculas. Su densidad es = 2,087. Es completamente insoluble en el agua, mui poco en el alcohol i en el éter, se disuelve bien en la esencia de trementina, en los aceites en jeneral i particularmente en el súlfuro de carbono. Cuando se le disuelve en este último líquido i se deja evaporar lentamente la disolucion, el azufre cristaliza en octaedros de base rombal. Veremos en seguida que por otro medio de cristalizacion toma una forma mui distinta.

El calor ejerce sobre el azufre una accion mui notable. Cuando se calienta este cuerpo hasta 110°, entra en fusion i forma un líquido mui fluido de color amarillo de limon. Se observa que los trozos de azufre no fundidos quedan en el fondo de la vasija, lo que prueba que el azufre se dilata al pasar del estado sólido al estado líquido, fenómeno contrario al que presenta el agua en las mismas circunstancias. Si se continúa elevando gradualmente la temperatura, se vé que el azufre fundido se hace mas i mas espeso i viscoso, al mismo tiempo que toma un color amarillo mui intenso. A 260°, su viscosidad es tal, que dando vuelta la vasija que le contiene, no se derrama; cerca de los 300° vuelve a ponerse fluido conservando su color oscuro. En fin, hácia los 400°, entra en ebullicion i pasa al estado de vapor. Este vapor es amarillo, espeso, i de una densidad cerca de 7 veces mayor que la del aire.

Cuando se deja enfriar lentamente el azufre fundido, vuelve al estado sólido i cristaliza en prismas oblícuos de base rombal, forma cristalina incompatible con la que toma en la cristalizacion por disolucion. Esta propiedad del azufre, i de algunos otros cuerpos de presentar dos formas cristalinas diferentes e incompatibles, ha recibido el nombre de *dimorfismo*.

El azufre fundido i enfriado bruscamente, vertiéndolo en el agua en el momento en que está todavía mui fluido, se pone amarillo, duro i quebradizo. Por el contrario, se pone pardo, vizcoso, trasparente, elástico como cauchu, cuando se le vierte en el agua fria en el momento en que está espeso, es decir; cuando su temperatura es de cerca de 250 grados. Sin embargo, al fin de cierto tiempo, vuelve a tomar su color amarillo i su dureza primitiva. Segun M. Dumas, este estado particular del azufre proviene de cierta cantidad de calórico latente que conserva este cuerpo al enfriarse, i que pierde en seguida poco a poco.

83. Propiedades químicas.—El azufre tiene mucha afinidad con el oxíjeno. A la temperatura de 150 grados arde en este gas o en el aire con una llama azuleja i esparce un olor vivo i penetrante mui

característico. Este olor es debido al desprendimiento de un compuesto gaseoso que se forma en esta combustion i que se conoce bajo el nombre de *ácido sulfuroso*. El azufre se combina tambien con el hidrójeno, carbono, cloro, bromo, iodo, así como tambien con la mayor parte de los metales. La afinidad del azufre para ciertos metales es tal, que la combinacion se efectúa con desprendimiento de calórico i luz.

84. Estado natural.—El azufre está mui repartido en la naturaleza. Se le encuentra en *estado nativo*, es decir, en estado libre, en los terrenos volcánicos, formando capas mas o ménos espesas ; las mas veces se le encuentra en pequeños fragmentos diseminados en ciertas piedras, i algunas veces se le encuentra bajo la forma de hermosos cristales octaédricos semitrasparentes. Este cuerpo existe en estado de combinacion en los súlfuros metálicos i sulfatos, en un gran número de aguas minerales, así como tambien en ciertas sustancias orgánicas animales i vejetales.

85. Estraccion del azufre.—Se estrae el azufre de los terrenos volcánicos llamados *solfataras*, en donde se le encuentra nativo i mezclado con materias terrosas. Se le separa de estas materias por dos destilaciones sucesivas; una se hace en el lugar mismo de la esplotacion i da el azufre que lleva el nombre de *azufre en bruto*, la otra se practica en los lugares de su empleo i tiene por objeto purificar exactamente el primero.

La primera destilacion se hace por medio de tarros de barro (fig. 26) colocados en un horno de ladrillo que se llama *horno de galera*; estos tarros comunican, por medio de tubos inclinados, con otros semejantes i colocados esteriormente. Se introduce en los primeros la tierra sulfurosa estraida de la mina, i se tapa con cuidado su orificio superior. Cuando la temperatura del horno se ha elevado suficientemente, el azufre destila i va a condensarse en estado líquido a los tarros esteriores, de donde se le saca de cuando en cuando por medio de una abertura colocada cerca del fondo. Se le recibe en gamelas llenas de agua fria en donde se solidifica. Este azufre en bruto no es puro, contiene aun mas de 15 por 100 de materias terrosas.

La segunda destilacion se hace en una gran cámara de albañilería *A* (fig. 27), cuya chimenea está provista de una válvula *S* para el desprendimiento del aire interior i que comunica por un orificio *D* con una caldera de fundicion *B*, que descansa sobre un hogar *K*. Sobre esta caldera hai otra *M*, que se calienta por el aire caliente que va del hogar a la chimenea. En esta caldera *M* se introduce el azufre en bruto; cuando se funde, pasa por un tubo de comunicacion *t* a la caldera *B*, en donde no tarda en entrar en ebullicion. El vapor se dirije a la cámara *A* en donde se condensa desde luego bajo la forma de un polvo mui fino que lleva el nombre de *flor de azufre*. Miéntras que la temperatura de

la cámara no llegue a 110° se obtiene el azufre sólido, pero, continuando la operacion, la temperatura se eleva lo suficiente para que el azufre no pueda permanecer en estado sólido, i entónces el vapor se condensa en estado líquido, que se reune sobre el suelo inclinado de la cámara ; se saca por medio de una pequeña canal *r* i se le recibe en una nueva caldera que lo mantiene líquido, en seguida se le introduce en unos moldes de madera *c* de forma cónica ; el azufre así preparado lleva el nombre de *azufre en cañon* o *azufre en bastones.*

Se vé que a voluntad puede obtenerse azufre en flores o en cañon. Basta, en el primer caso, interrumpir de tiempo en tiempo la operacion, a fin de mantener las paredes de la cámara a una temperatura siempre inferior a la de fusion del azufre.

Casi la totalidad del azufre que se emplea en Francia proviene de Sicilia. En Sajonia i en Hungría se obtiene este cuerpo por la destilacion de ciertos súlfuros, i particularmente del bisúlfuro de hierro.

Observacion.—Las flores de azufre contienen siempre una pequeña porcion de ácido sulfuroso i de ácido sulfúrico ; se les purifica lavándolas con agua caliente i secándolas en seguida en una estufa.

86. Usos.—El azufre tiene muchos usos en las artes i en medicina. En medicina, se le emplea para combatir las enfermedades cutáneas ; en la industria, sirve para la fabricacion de la pólvora, del ácido sulfuroso i del ácido sulfúrico. Se hace uso tambien del azufre para tomar impresiones de medallas, para sellar el hierro en la piedra i para hacer mas combustibles los fósforos. En Francia se consumen anualmente mas de 25 millones de kilógramos.

Combinaciones del azufre con el oxíjeno.

87. El azufre forma con el oxíjeno numerosas combinaciones i todas son ácidas. Las que se conocen son 7, a saber:

El ácido hiposulfuroso..............................	$S^2 O^2$
El ácido hiposulfúrico trisulfurado..........	$S^5 O^5$
El ácido hiposulfúrico bisulfurado.............	$S^4 O^5$
El ácido hiposulfúrico monosulfurado..........	$S^3 O^5$
El ácido sulfuroso..................................	SO^2
El ácido hiposulfúrico............................	$S^2 O^5$
El ácido sulfúrico.................................	SO

En la industria solo se emplea el ácido sulfuroso i el sulfúrico.

Acido sulfuroso, SO^2

88. Historia—Este ácido ha debido ser conocido en todos los tiempos, pues que se forma siempre que el azufre arde en contacto del aire. Sin embargo, solo a mediados del siglo XVII fué distinguido por Stalh, quien estudió sus propiedades. El primero que determinó su naturaleza i composicion fué Lavoisier, quemando azufre en el oxíjeno.

89. Propiedades fisicas.—El ácido sulfuroso es un gas incoloro, de un sabor fuerte i picante ; su olor es el de azufre quemado. Cuando se le respira, aun en pequeña cantidad, provoca la tos, irritando vivamente los órganos respiratorios. Este gas es mui soluble en el agua la cual puede disolver, a la temperatura ordinaria, cerca de 50 veces su volúmen. Su densidad es = 2,247. A la temperatura de —15°, bajo la presion de $0^m,76$, el ácido sulfuroso se liquida; forma entónces un líquido incoloro, mui fluido i mui volátil, cuya densidad es = 1,42. Este líquido entra en ebullicion a — 10°, i se conjela cuando se le espone al frio producido por la mezcla de éter i ácido carbónico sólido. La evaporacion súbita en el aire del ácido sulfuroso líquido, determina un descenso considerable de temperatura; en el vacío, el enfriamiento puede llegar hasta 68 grados bajo cero. Se utiliza esta propiedad para solidificar el mercurio, i para liquidar algunos gases como el cloro, el amoniaco i el cianójeno.

Cuando se proyectan algunas gotas de ácido sulfuroso líquido en una cápsula de platino calentada hasta el calor rojo, se observa un fenómeno mui notable. El líquido, en lugar de evaporarse instantáneamente, como podria suponerse, toma una forma esferoidal, i se mantiene durante un tiempo bastante largo, a una temperatura inferior a la ebullicion, es decir, a mas de 10° debajo de cero ; si se agrega entónces un poco de agua, este líquido se conjela al instante, i pueden estraerse trocitos de hielo de la cápsula incandescente. Este fenómeno, descubierto por M. Boutigny, ha recibido el nombre de *calefaccion ael ácido sulfuroso.*

90. Propiedades quimicas.—El ácido sulfuroso es el mas estable de todos los compuestos oxijenados del azufre; no se descompone por el calor ni por la electricidad ; no puede alimentar la combustion i por esta razon se le empleaba para estinguir el fuego de las chimeneas quemando en ellas azufre. Es un ácido poco enérjico ; puesto en contacto con la tintura de tornasol, la enrojece al principio i la descolora en seguida. Este poder descolorante del ácido sulfuroso se ejerce sobre la mayor parte de los colores vejetales ; así, las violetas, sumerjidas en

un vaso que contenga ácido sulfuroso, no tardan en ponerse enteramente blancas, pero vuelven a tomar su color cuando se les pone en contacto de un líquido alcalino; pétalos de rosa, descoloradas por el ácido sulfuroso, vuelven a tomar igualmente su color cuando se les sumerje en el ácido sulfúrico diluido; lo que prueba que el ácido sulfuroso, al blanquear las materias colorantes, no las destruye.

El oxíjeno seco no ejerce accion alguna sobre el ácido sulfuroso, cualquiera que sea la temperatura; pero bajo la influencia combinada del musgo de platino i del calor, le trasforma en ácido sulfúrico anhidro. El hidrójeno i el carbono, a una temperatura elevada, descomponen al ácido sulfuroso; uno i otro dejan el azufre en libertad i se apoderan del oxíjeno, el primero para formar agua i el segundo para formar ácido carbónico u óxido de carbono.

El cloro obra de dos modos sobre el ácido sulfuroso:

1.° Cuando los dos gases están perfectamente secos, i mezclados se les espone a la accion directa de los rayos solares, se forma un compuesto líquido i sin color que se designa bajo el nombre de ácido *clorosulfúrico*. Este ácido está compuesto de volúmenes iguales de cloro i ácido sulfuroso, de manera que su fórmula es SO^2Cl.

2.° Cuando los dos gases están húmedos, obran inmediatamente uno sobre otro descomponiendo el agua; el cloro se apodera del hidrójeno para producir ácido clorhídrico, miéntras que el ácido sulfuroso se apodera del oxíjeno para trasformarse en ácido sulfúrico:

$$SO^2+Cl+2HO=HCl+SO^3,HO.$$

El bromo i el iodo obran de la misma manera sobre el ácido sulfuroso húmedo.

El azufre i el azoe no tienen accion sobre el ácido sulfuroso. El potasio, el sodio i muchos otros metales le descomponen a una temperatura elevada.

El ácido nítrico, a la temperatura ordinaria, trasforma al ácido sulfuroso en ácido sulfúrico, con desprendimiento de ácido hiponítrico:

$$AzO^5,HO+SO^2,=SO^3,HO+AzO^4.$$

Esta reaccion se utiliza en la preparacion en grande del ácido sulfúrico.

91. Composicion.—Se determina la composicion del ácido sulfuroso por medio de la síntesis, tomando en cuenta la densidad del oxíjeno i del vapor de azufre; de este modo se ha llegado a saber que: *un volúmen de ácido sulfuroso se compone de un volúmen de oxíjeno i* 1/6 *volúmen vapor de azufre*; lo que da en peso:

oxíjeno.........	49,13
azufre..........	50,87
	100,00

Estos números son poco mas o ménos iguales, por consiguiente, el ácido sulfuroso debe estar formado de 1 equi. de azufre (200), i de 2 equi. de oxíjeno (200). Su fórmula será entónces SO^2 .

Estado natural.—Se encuentra el ácido sulfuroso en estado libre en las inmediaciones de los volcanes, de las solfataras i en todos los lugares donde haya azufre en combustion. No se le encuentra en estado de combinaciones, porque tiene poca tendencia a unirse con las bases, i las sales que formase no tardarian en convertirse en sulfatos.

93. Preparacion del acido sulfuroso.—En la industria se prepara siempre el ácido sulfuroso haciendo arder el azufre en el aire. En los laboratorios se le obtiene calentando en un matraz de vidrio (fig. 28), ácido sulfúrico concentrado con limaduras de cobre. En razon de la gran solubilidad de este gas en el agua debe recojerse sobre el mercurio, pero ántes de recojerlo, es necesario hacerlo pasar por un frasco lavador que contenga un poco de agua, para quitarle los vapores de ácido sulfúrico que se desprenden durante la operacion.

Teoría.—Una parte del ácido sulfúrico se descompone en ácido sulfuroso, que se desprende, i en oxíjeno que se fija sobre el cobre para formar un óxido, el cual se combina con el ácido sulfúrico no descompuesto; de manera que en el matraz queda sulfato de cobre:

$$2SO^3 + Cu = SO^2 + CuO,SO^3.$$

El cobre puede ser reemplazado por el mercurio; se obtiene entónces

$$2SO^3 + Hg = SO^2 + HgO,SO^3.$$

Se prepara tambien el ácido sulfuroso por los dos procedimientos siguientes:

1.° Calentando en una retorta de vidrio una mezcla de 4 partes de azufre i 5 de bióxido de manganeso: $3S + MnO^2 = SO^2 + MnS^2$.

2.° Calentando en un matraz de vidrio una mezcla de ácido sulfúrico i de carbon. Se obtiene a la vez ácido sulfuroso i ácido carbónico: $2SO^3 + C = 2SO^2 + CO^2$.

Este último procedimiento se emplea por economía, cuando se quiere obtener una disolucion acuosa de ácido sulfuroso. Los dos gases se disuelven juntos, pero el ácido sulfuroso, en razon de su mayor solu-

bilidad, arroja en seguida al ácido carbónico. Se emplea para esta operacion el aparato de Wolf.

94. Usos.—El ácido sulfuroso se emplea en medicina, bajo la forma de fumigaciones, en los tratamientos de las enfermedades de la piel. En la industria, se sirve de él para blanquear los tejidos de lana i seda, las esponjas, la paja, el colapiz, etc. La disolucion de este ácido quita las manchas de frutas del lienzo. En defecto de esta disolucion, basta mojar la mancha i esponerla sobre algunas pajuelas azufradas i encendidas.



Acido sulfúrico, SO^3.

95. Historia.—El *ácido sulfúrico* fué descubierto a mediados del siglo XV, por Basile Valentin célebre arquimista de Erfurt i monje de la órden de benedictinos. Durante largo tiempo se miró este ácido como existente en el azufre. Lavoisier fué el primero que hizo conocer su naturaleza i su composicion, demostrando que, como el ácido sulfuroso, se compone de azufre i oxíjeno. El ácido sulfúrico ha sido designado bajo el nombre de *ácido vitriólico* i de *aceite de vitriolo,* porque se le obtenia destilando el sulfato de hierro llamado *vitriolo verde.*

96. Propiedades fisicas.—El ácido sulfúrico se presenta bajo dos formas distintas: el *ácido sulfúrico anhidro* i el *ácido sulfúrico hidratado.*

El *ácido sulfúrico anhidro* SO^3 es sólido, blanco, opaco, cristalizado en hebras sedosas como el amianto. Se funde a 20° i se volatiliza a cerca de 30°. Su densidad es =1.97, casi el doble de la del agua. Este ácido esparce humos abundantes en el aire, que provienen de su combinacion con la humedad atmosférica. Cuando se pone en contacto con el agua, se disuelve al instante dejando oir un ruido parecido al que se siente cuando se introduce un hierro enrojecido en el agua.

El *acido sulfúrico hidratado* SO^3 HO es un líquido incoloro, inodoro, de una consistencia oleaginosa, lo que le ha hecho dar el nombre de *aceite de vitriolo.* Su densidad a la temperatura de 20° es 1,842. Sometido a un enfriamiento de—34° cristaliza en prismas de 6 caras; a la temperatura de 325° entra en ebullicion i puede entónces ser destilado. Esta destilacion puede hacerse en una retorta de vidrio, cuyo cuello enchufa libremente en un matraz donde se condensa el vapor. Para evitar los sobresaltos que siempre se producen durante la ebullicion de este ácido, se colocan en la retorta algunos hilos de platino que favorecen el desprendimiento del vapor, pero

es mejor todavía calentar lateralmente la retorta i cubrirla con una cobertera de fundicion (fig. 29); de este modo la operacion no ofrece peligros.

97. Propiedades químicas. —El calor descompone al ácido sulfúrico en ácido sulfuroso i en oxíjeno. El hidrójeno, el carbono i el azufre le descomponen a una temperatura mas o ménos elevada. El hidrójeno le trasforma en agua i en ácido sulfuroso: $SO^3,HO+H=SO^2+2HO$; el carbono le trasforma en ácido sulfuroso, ácido carbónico i agua: $2SO_3,HO+C=2SO^2+CO^2+2HO$; el azufre le convierte enteramente en ácido sulfuroso i en agua: $2SO^3,HO+S=3SO^2+2HO$.

La mayor parte de los metales obran sobre el ácido sulfúrico; unos, como el zinc, el hierro, descomponen su equivalente de agua, se apoderan del oxíjeno dejando libre el hidrójeno, i se transforman en sulfatos: $SO^3,HO+Zn=H+ZnO,SO^3$: otros, como el cobre i el mercurio, descomponen una parte del ácido sulfúrico la que transforman en ácido sulfuroso, miéntras ellos se convierten en sulfatos con el ácido no descompuesto: $2SO_3,HO+Cu=SO_2+CuO,SO_3+2HO$. El oro, el platino, el paladio, el rodio, el iridio, no tienen accion sobre el ácido sulfúrico.

El ácido sulfúrico es uno de los ácidos mas enérjicos; quema i destruye un gran número de materias orgánicas: así, cuando se sumerje un trozo de madera en este ácido, se pone negro al instante; este efecto depende sobre todo de la gran afinidad de este ácido por el agua; cuando se mezclan estos dos líquidos, su temperatura puede elevarse mas allá de 100°. Se observa ademas, despues del enfriamiento, que el volúmen de la mezcla es menor que la suma de los volúmenes de agua i ácido mezclados; se forman en este caso verdaderos hidratos en proporciones definidas cuyas fórmulas son: $SO^3,2HO$ i $SO^3,3HO$. En razon tambien de la gran afinidad de este ácido con el agua, es que, cuando se le deja espuesto al aire húmedo, aumenta considerablemente de volúmen i toma un tinte amarilloso. Esta coloracion es debida a partículas de polvo que absorbe i ennegrece.

El hielo mezclado con el ácido sulfúrico produce calor o frio, segun sean las proporciones de ácido i hielo empleados: así, 4 partes de ácido i 1 parte de hielo dan desprendimiento de calor, miéntras que en las proporciones inversas producen frio. Estos dos efectos contrarios se esplican fácilmente: en el primer caso, la accion química entre el agua i el ácido sulfúrico produce mas calórico que el que absorbe el hielo al fundirse; en el segundo caso, produce ménos.

98. Composicion. —El análisis demuestra que el ácido sulfúrico se compone, el peso, de:

Azufre..........	40
Oxíjeno.........	60
	100

Como estos números están en la relacion de 200 a 300, se vé que el ácido sulfúrico anhidro está formado de 1 equi. de azufre i de 3 equi. de oxíjeno. Su fórmula será por consiguiente SO^3.

99. Estado natural.—El ácido sulfúrico se encuentra en mui corta cantidad en estado libre. Se le encuentra en pequeña cantidad en las aguas de Aix-la-Chapelle, en algunos lagos de la América meridional i en los alrededores de los volcanes, en donde se forma por el contacto del ácido sulfuroso i el aire bajo la influencia de lavas porosas e incandescentes. En estado de combinacion, el ácido sulfúrico es por el contrario mui comun en la naturaleza: se le encuentra casi por todas partes en combinaciones con la cal, la barita, la estronciana, la magnesia, la alúmina, etc.

100. Preparacion del acido sulfurico hidratado.—En los laboratorios, se obtiene el ácido sulfúrico ordinario por medio de un gran globo de vidrio *A* (fig. 30), que comunica por dos tubos encorbados con un frasco *C* i un matraz *D*, de los cuales uno desprende bióxido de azoe i el otro ácido sulfuroso; otros dos tubos *T* i *T'* sirven para introducir i renovar el aire en el globo, cuyas paredes deben estar previamente humedecidas.

Teoría.—En el globo tenemos el bióxido de azoe en presencia del ácido sulfuroso, del aire i del agua. El bióxido de azoe en contacto del aire absorbe dos equivalentes de oxíjeno i se transforma en ácido hipoazótico, que aparece bajo la forma de vapores rojos; este ácido así formado se convierte inmediatamente, bajo la influencia del agua, en bióxido de azoe i en ácido nítrico, el cual cede un equivalente de oxíjeno al ácido sulfuroso i le transforma en ácido sulfúrico. En resúmen:

1.° El bióxido de azoe, en presencia del aire, se convierte en ácido hiponítrico.

$$AzO^2+2O=AzO^4;$$

2.° El ácido hipoazótico, en presencia del agua, se descompone en bióxido de azoe i ácido nítrico:

$$3AzO^4+2HO=AzO^2+2AzO^5,HO;$$

3.° El ácido nítrico, en presencia del ácido sulfuroso, le cede un

equivalente de oxíjeno, le convierte en ácido sulfúrico i pasa al estado de ácido hiponítrico:

$$AzO^5,HO+SO^2=SO^3,HO+AzO^4.$$

Este ácido hipoazótico se transforma de nuevo; en contacto del agua, en ácido nítrico i deutóxido de azoe, el cual obra de nuevo sobre otra porcion de ácido sulfuroso, i así en seguida; de manera que la misma cantidad de bióxido de azoe, puede servir indefinidamente para transformar ácido sulfuroso en sulfúrico, si se renueva el oxíjeno constantemente.

Un fenómeno que se nota mui frecuentemente en esta operacion, es la formacion de pequeños cristales trasparentes que se depositan sobre las paredes del globo *A*; estos cristales compuestos de ácido nítrico i ácido sufúrico $AzO^5, 2SO^3$, se forman siempre que el vapor de agua contenido en el globo esté en cantidad insuficiente para transformar completamente el ácido hiponítrico en ácido nítrico i deutóxido de azoe.

El método que acabamos de indicar para la preparacion del ácido sulfúrico, solo sirve para hacer ver las reacciones que se verifican entre el ácido sulfuroso, el deutóxido de azoe, el aire i el vapor de agua.

En la industria, es decir en la fabricacion en grande del ácido sulfúrico, el globo de vidrio se reemplaza por una vasta cámara de carpintería *C* (fig 31), cubierta interiormente con láminas de plomo; en uno de los costados de esta cámara, cuyo suelo es inclinado, está colocado un horno de ladrillo *F*, cubierto con una plancha de fundicion, sobre la cual se hace quemar una mezcla de 10 partes de azufre i una parte de nitrato de potasa; una puerta *P*, cuya abertura se puede aumentar o disminuir a voluntad, sirve para introducir el aire necesarío para la conbustion. Uua caldera *B* colocada sobre otro horno, suministra vapor de agua, el cual se esparce en la cámara bajo una fuerte presion por los tubos *T* i *T'*. En fin, una válvula *S*, situada en la parte superior de la cámara, tiene por objeto dar salida a los gases restantes.

Lo que pasa en este modo de fabricacion del ácido sulfúrico es mui fácil de comprender: la mayor parte del azufre colocado en el horno, arde absorbiendo el oxíjeno del aire i se transforma en ácido sulfuroso, el cual se esparce en la cámara, en donde se mezcla con el aire que contiene; la otra parte del azufre descompone al nitrato de potasa i le convierte en bióxido de azoe, que se estiende en la cámara, i en sulfato de potasa que queda en el horno: $KO,AzO^5+S=AzO^2+KO, SO^3$. En la cámara se encuentran por consiguiente el ácido sulfuroso, el deutóxido de azoe, el aire i el vapor de agua del mismo modo que en el globo de vidrio, i reaccionan del mismo modo que hemos indicado; el ácido sulfúrico formado se reune en el suelo inclinado de la cámara. Este ácido, ántes de ser entregado al co-

mercio, debe ser sometido a una destilacion, que se hace en vasos de platino, hasta que marque 66 grados del aereómetro; se le vierte en seguida en grandes botellas de vidrio o de greda.

El procedimiento que acabamos de describir es reemplazado actualmente por otro llamado *método ingles.*

La fig. 32 representa un corte jeneral del aparato empleado en este nuevo método. *F* i *F'* son dos hornos acoplados en los cuales, en lugar de quemar una mezcla de azufre i nitrato de potasa, se quema solo el azufre sobre una larga plancha de palastro. Encima están colocadas dos calderas *G* i *G'* destinadas a suministrar la cantidad de vapor de agua necesaria para la reaccion. Este vapor de agua se distribuye por un sistema de tubos *o p* en las diversas partes del aparato. El ácido sulfuroso producido por la combustion del azufre, se introduce en una chimenea *a* con el aire atmosférico i se dirije a un tambor de plomo *E*, en donde se encuentran tablas inclinadas, sobre las que corre una capa delgada de ácido sulfúrico cargado de productos nitrosos (ácido nítrico, hiponítrico i bióxido de azoe) cuyo oríjen diremos mas adelante. Una parte de estos productos nitrosos obra sobre una cierta cantidad de ácido sulfuroso que transforma en ácido sulfúrico; el resto se desprende al estado de vapores, i pasa con la mezcla de ácido sulfuroso i aire en exceso, por un tubo de fundicion *K* que le conduce a una primera cámara de plomo *A*. Esta cámara lleva el nombre de *dinitrificador,* i recibe una corriente de vapor de agua que determina la reaccion entre los vapores nitrosos, el ácido sulfuroso i el oxíjeno, reaccion de la cual resulta la formacion de una pequeña cantidad de ácido sulfúrico que se condensa i cae sobre el suelo de la cámara.

El gas se dirije en seguida a una segunda cámara *B* por el tubo *b*, delante del cual hai colocada una pieza de porcelana cocida, en forma de cascada circular, que recibe por un tubo *l* una corriente de ácido nítrico, que proviene de un vaso esterior *K*. El ácido nítrico es desde luego descompuesto; se forma ácido sulfúrico que se condensa sobre el suelo de la cámara, i por un pequeño tubo se dirije a la cámara *A*, en donde se libra de los productos nitrosos de que está cargado:

$$SO^2 + AzO^5,HO = SO^3,HO + AzO^4.$$

El ácido sulfuroso i el aire en exceso, así como tambien el ácido hiponítrico que proviene de la descomposicion del ácido nítrico, son conducidos por el tubo *c* a una tercera cámara *c*, mucho mayor que las otras i que recibe varias corrientes de vapor de agua. En esta cámara, en donde el gas permanece mas largo tiempo, es donde tiene lugar la principal reaccion entre el ácido sulfuroso, el ácido hiponítrico, el bióxido de azoe, el oxíjeno i el agua, i donde se forma la mayor cantidad de ácido sulfúrico. La temperatura mui elavada de la cámara *C*, no permite que se condense en ella todo el ácido sulfúri-

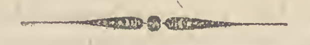
co formado; la condensacion se concluye en una última cámara *D* i en un refrijerante *MN* con el cual comunica por el tubo *ef*. En cuanto a los vapores nitrosos que escapan a la condensacion, se les recoje haciéndoles pasar por medio de un tubo *g* a un gran cilindro *H* lleno de cok, sobre el cual cae, por medio de un tubo *t* dividido en muchas ramas, ácido sulfúrico concentrado que contiene un vaso superior *V'*. El ácido sulfúrico, al atravesar la capa de cok, disuelve completamente estos vapores; en seguida se dirije por un tubo inclinado *sq* a un recipiente *O*, de donde la presion del vapor de agua contenido en la caldera, le hace subir por el tubo *mn* hasta el vaso *V*. De este vaso sale por la llave *x* el ácido sulfúrico cargado de productos nitrosos i cae sobre las tablas del tambor *E*, como lo dijimos al principio de esta descripcion. Se obtiene de este modo una grande economía en el consumo de ácido nítrico i no se escapan por la chimenea *h* mas que una pequeña cantidad de productos útiles, mezclado con el azoe del aire atmosférico, cuyo oxíjeno ha sido absorbido durante la operacion.

El ácido sulfúrico, preparado por uno o por otro de los procedimientos que acabamos de dar a conocer, contiene casi siempre sulfato de plomo, un poco de ácido nítrico i bióxido de azoe. Se le purifica del sulfato de plomo por la destilacion en una retorta de vidrio; se le separa del ácido nítrico, calentándole con una pequeña cantidad de sulfato de amoniaco, que transforma este ácido i el gas bióxido de azoe, en agua i azoe.

101. Preparacion del acido sulfurico anhidro.—Se obtiene el ácido sulfúrico anhidro, destilando a una baja temperatura el ácido sulfúrico de *Nordhausen*, así llamado por el nombre de la ciudad en donde se prepara. Este ácido, que es el producto de la destilacion del sulfato de hierro, puede ser considerado como una mezcla de ácido sulfúrico anhidro, de ácido sulfúrico hidratado i de ácido sulfuroso. Calentándole suavemente en una retorta de vidrio cuyo cuello comunique con un tubo en *U*, rodeado con una mezcla frigorífica, el ácido sulfúrico anhidro se desprende bajo la forma de abundantes vapores blancos que van a cristalizar en el tubo. Para conservar este ácido, se cierran a la lámpara las dos estremidades del tubo que le contiene, a fin de sustraerle a la humedad del aire atmosférico. Segun M. Bareswil, se puede aun preparar el ácido sulfúrico anhidro, destilando el ácido sulfúrico ordinario, sobre el ácido fosfórico anhidro que se apodera de su agua.

102. Usos del acido sulfurico.—El ácido sulfúrico es de todos los ácidos el que tiene mas usos. Sirve para la preparacion de la sosa artificial, del alumbre, del cloro, del éter, de casi todos los ácidos; se le emplea en la fabricacion del azúcar de almidon, de las velas estearinas, para disolver el índigo, etc. En medicina se emplea como

cáustico i para preparar la limonada sulfúrica que se prescribe en ciertos casos. Se consume anualmente en Francia mas de 50 millones de kilógramos de ácido sulfúrico.



Acido sulfhídrico, HS.

(Hidrójeno sulfurado).

103. Historia.—El *ácido sulfhídrico* fué descubierto por Baumé i estudiado por Schèele, quien determinó su naturaleza i su composicion. Se le ha llamado sucesivamente *aire hediondo*, *hidrójeno sulfurado*, *ácido hidrosulfúrico*.

104. Propiedades físicas.—El ácido sulfhídrico es un gas incoloro, de un olor sumamente fétido que se asemeja al de huevos podridos, es lijeramente soluble en el agua, la cual disuelve cerca de 3 veces su volúmen a la temperatura ordinaria. Su densidad es =1,1912. Sometido a una presion de 15 á 16 atmósferas, este gas se liquida i se trasforma en un líquido incoloro, mui móvil, ménos denso que el agua i que, bajo la doble influencia de un frio mui intenso i de una fuerte presion, puede solidificarse en una masa blanca i trasparente que tiene el aspecto del alcanfor.

105. Propiedades químicas.—El calor descompone en parte al *ácido sulfhídrico*: cuando se hace pasar una corriente de este gas por un tubo de porcelana calentado hasta el calor rojo, se obtiene, a la salida del tubo, una mezcla de ácido sulfhídrico, de hidrójeno i de vapor de azufre. El ácido sulfhídrico arde en contacto del aire con una llama azuleja, dando lugar a la formacion de agua i de ácido sulfuroso: $HS+3O=HO+SO^2$. Si la probeta que contiene el gas es estrecha, una parte del azufre escapa a la combustion i se deposita sobre las paredes de ella.

El cloro, el bromo i el iodo descomponen al ácido sufhídrico a la temperatura ordinaria. Resulta de esta descomposicion un depósito de azufre i ácido clorhídrico: $Cl+HS=HCl+S$. Si estos cuerpos estuviesen en exceso, resultarian ademas cloruro, bromuro o ioduro de azufre. El carbono, a una temperatura elevada, trasforma el ácido sulfhídrico en súlfuro de carbono i en hidrójeno. En cuanto a los otros metaloides, no tienen accion sobre este gas.

La mayor parte de los metales descomponen tambien al ácido sulfhídrico, ya sea en frio o bajo la influencia del calor; se apoderan del azufre para formar súlfuros i dejan el hidrójeno en libertad.

El ácido sulfuroso i el ácido sulfhídrico, puestos en presencia uno

de otro, se descomponen recíprocamente; resulta de ello azufre i agua : $2HS+SO^2=3S+2HO$.

El ácido sulfhídrico es uno de los venenos mas violentos. Segun las esperiencias de Thénard, basta $\frac{1}{1500}$ de este gas esparcido en el aire para matar un pájaro pequeño; $\frac{1}{100}$ hace perecer un perro grande. La asfixia conocida con el nombre de *tufo*, a la cual están espuestos los obreros que se ocupan de limpiar los pozos de aseo, debe atribuirse principalmente a este gas. Se le combate por medio del cloro, que descompone instantáneamente al ácido sulfhídrico.

105. Composicion.—El análisis de este gas demuestra que su composicion en volúmen es: *un volúmen de hidrójeno i un sesto volúmen de vapor de azufre, en un volúmen de ácido.*

Esto da en peso :

Hidrójeno	5,81
Azufre........................	94,19
	100,00

Estos dos números están próximamente en la relacion de 12,50 (equivalente del hidrójeno) a 200 (equi. del azufre), se vé pues que el ácido sulfhídrico debe ser representado por la fórmula HS.

106. Estado natural.—Todas las sustancias orgánicas de naturaleza animal o vejetal que contienen azufre, tales como los huevos, los escrementos, el légamo de los pantanos, etc., producen ácido sulfhídrico al descomponerse. Se encuentra tambien este gas en disolucion en la mayor parte de las aguas minerales sulfuradas: así las aguas de Baréges, de Bagnères, etc., le contienen en proporciones mas o ménos grandes, a las que deben sus propiedades terapéuticas. El ácido sulfhídrico hace constantemente parte de los gases que se desarrollan en los intestinos.

107. Preparacion del acido sulfhidrico.—Se prepara el ácido sulfhídrico por dos procedimientos : 1.° calentando una mezcla de súlfuro de antimonio i ácido clorhídrico; 2.° descomponiendo el protosúlfuro de hierro por el ácido sulfúrico diluido.

1.° *Procedimiento.*—Se introduce en una retorta de vidrio (fig. 33) 1 parte de súlfuro de antimonio i 6 partes de ácido clorhídrico, en seguida se calienta lijeramente. El súlfuro de antimonio es descom-

puesto ; se forma ácido sulfhídrico, que se desprende, i cloruro de antimonio que queda en la retorta :

$$Sb^2S^3 + 3HCl = 3HS + Sb^2Cl^3.$$

Como el gas ácido sulfhídrico arrastra siempre, al desprenderse, una cierta cantidad de ácido clorhídrico, es necesario hacerlo pasar, ántes de recojerlo, por un frasco lavador que contenga un poco de agua.

2.° *Procedimiento*.—Se introduce en un frasco de dos golletes (fig. 9) protosúlfuro de hierro i ácido sulfúrico diluido en agua. La reaccion se efectúa en frio ; el agua se descompone : se forma ácido sulfhídrico que se desprende, i sulfato de hierro que queda en disolucion en el líquido :

$$FeS + SO^3,HO = HS + Fe,SO^3.$$

El ácido sulfhídrico preparado de esta manera no es jamas puro ; contiene siempre una cierta cantidad de hidrójeno.

108. Usos.—El ácido sulfhídrico se emplea como reactivo para el análisis de disoluciones metálicas. En medicina se hace uso de este gas para combatir las enfermedades de la piel.

VIII.

Cloro.—Acido clorhídrico.—Agua réjia.

Cloro.

EQUIVALENTE, $Cl = 443,20$.

109. Historia.—El cloro fué descubierto en 1774 por Schèele, quien le llamó *ácido marino deflojisticado*. Habiendo Lavoisier considerado este cuerpo como una combinacion de ácido muriático (clorhídrico) i de oxíjeno, lo habia llamado *ácido muriático oxijenado*. Solo en 1809 fué cuando Gay-Lussac i Thénard en Francia, i Davy en Inglaterra, reconocieron que el cloro es un cuerpo simple.

110. Propiedades físicas.—El cloro es un gas amarillo verdoso, de un olor fuerte, sofocante i característico ; su densidad es = 2,44, el agua puede disolver tres veces su volúmen de este gas a la temperatura ordinaria ; la disolucion tiene el mismo color que el gas ; cuan-

do se enfria a 2 o 3 grados debajo de cero, abandona cristales amarillosos, laminares, compuestos de 28 partes de cloro i 72 de agua. Con estos cristales puede obtenerse fácilmente el cloro en estado líquido; despues de haberlos recojido i secado entre dos hojas de papel sin cola, se les introduce en un tubo acodado *ABC* (fig. 34) cuya estremidad *C* está cerrada, i cuya estremidad *A* se cierra en seguida à la lámpara. Se sumerje entónces la parte *BC* del tubo que contiene los cristales, en el agua a 35°; éstos se funden al instante i forman dos capas líquidas superpuestas, una de un amarillo subido, queda en el fondo del tubo, i la otra de un color mucho mas claro, queda encima de la anterior: la primera capa es cloro líquido, la segunda es una simple disolucion de este cuerpo. Para aislar el cloro líquido de la capa acuosa, basta enfriar con hielo la rama *AB* del tubo; se forma el vacío i el cloro líquido entra en ebullicion i va a condensarse a esa rama enfriada.

El cloro gaseoso es un irritante mui enérjico; introducido en los pulmones, provoca la tos i puede aun determinar una inflamacion violenta de los brónquios con espectoracion de sangre.

111. Propiedades quimicas.—El cloro tiene poca afinidad con el oxíjeno, con el cual no se combina nunca directamente; sin embargo, forma con él 5 combinaciones principales, a saber: el *ácido hipocloroso* ClO; el *ácido cloroso*, ClO_3; el *ácido hipoclórico*, ClO^4; el *ácido clórico*, ClO^5; i el *ácido perclórico*, ClO^7.

Pero estas combinaciones son mui poco estables.

El cuerpo con el cual tiene mayor afinidad el cloro es el hidrójeno. Si se mezclan, en un frasco de vidrio, dos volúmenes iguales de estos dos gases, i se espone la mezcla a la accion directa de los rayos solares, se siente una violenta esplosion i se forma ácido clorhídrico. La llama de una vela i la chispa eléctrica, determinan igualmente la combinacion instantánea del cloro i del hidrójeno. A la luz difusa, la combinacion tambien se produce, pero lentamente i sin detonacion; en la oscuridad, la mezcla puede conservarse indefinidamente. La afinidad del cloro con el hidrójeno es tan poderosa, que descompone casi todas las sustancias minerales u orgánicas que lo contengan. Así, el cloro descompone el agua; si se hace pasar, en efecto, una corriente de cloro húmedo por un tubo de porcelana calentado hasta el calor rojo, se obtiene ácido clorhídrico i oxíjeno: $Cl+HO=HCl+O$. Cuando se espone a la influencia de la radiacion solar una disolucion acuosa de cloro, el agua es tambien descompuesta; pero en este caso se forma ácido clorhídrico i ácido hipocloroso, porque el oxíjeno del agua, al estado naciente, se une a una parte del cloro: $2Cl+HO=HCl+ClO$. Para que se conserve sin alteracion una disolucion de cloro, es necesario tenerla en la oscuridad o en un frasco ennegrecido.

Una vela encendida i sumerjida en una probeta llena de cloro, no

se apaga inmediatamente; arde durante algunos instántes con una llama rojiza i poco luminosa. Esta combustion, mui incompleta, es producida por la combinacion del cloro con el hidrójeno de la vela, cuyo carbono, que queda libre, se deposita sobre las paredes de la probeta.

Todas las materias colorantes vejetales, están compuestas de oxíjeno, hidrójeno, carbono i algunas veces azoe. El cloro, puesto en contacto con ellas, las destruye; o bien se apodera de su hidrójeno para formar ácido clorhídrico i dar oríjen a nuevos productos, o bien descompone el agua que contienen casi siempre estas materias; resulta tambien ácido clorhídrico, pero el oxíjeno al estado naciente, se fija sobre la sustancia colorante i la trasforma en otra jeneralmente incolora.

El cloro puede aun obrar de dos modos sobre los cuerpos compuestos: 1.° quitándoles directamente su hidrójeno, 2.° oxidándolos; así, cuando se pone el cloro en contacto con el ácido sulfhídrico, le descompone inmediatamente apoderándose del hidrójeno i dejando al azufre en libertad: $Cl+HS=HCl+S$. Ademas, cuando se hace obrar al cloro sobre el ácido sulfuroso húmedo, el agua se descompone; su hidrójeno se une al cloro, miéntras que el oxíjeno al estado naciente, trasforma el ácido sulfuroso en ácido sulfúrico:

$$SO^2+HO+Cl=HCl+SO^3.$$

En el primer caso, el cloro obra quitando directamente el hidrójeno al ácido sulfhídrico; en el segundo, produce indirectamente la oxidacion del ácido sulfuroso.

El cloro se combina con casi todos los cuerpos simples, metaloides i metales. En algunas circunstancias, la combinacion se hace con desarrollo de calórico i luz. Si se proyecta, por ejemplo, arsénico o antimonio en polvo en un frasco lleno de cloro, se vé que estos dos cuerpos se inflaman instantáneamente i producen vivas chispas. Un hilo de cobre calentado por un estremo i sumerjido en el cloro gaseoso, arde en él i se transforma en cloruro de cobre. El cloro posee, pues, como se vé, poderosas afinidades con casi todos los cuerpos.

112. Estado natural.—El cloro no existe en la naturaleza en estado libre, pero se le encuentra abundantemente en combinaciones con muchos metales, particularmente con el sodio, el calcio, el magnesio, la plata, el hierro i el cobre. En estado de cloruro de sodio, llamado vulgarmente *sal márina*, *sal gema*, es como se encuentra en mayor abundancia. Esta sal existe casi en todas partes; en las aguas del mar, de los lagos, de los rios; en muchos terrenos, en donde forma masas considerables, en casi todas las fuentes minerales, en las cenizas de los vejetales, etc. Se encuentra tambien el cloro en com-

binacion con el hidrójeno en el ácido clorhídrico que se desprende algunas veces de los volcanes.

113. Preparacion del cloro.—Se prepara el cloro por dos procedimientos diferentes: 1.° descomponiendo el ácido clorhídrico por el bióxido de manganeso; 2.° descomponiendo el cloruro de sodio por el bióxido de manganeso i el ácido sulfúrico.

Primer procedimiento.—Se introduce en un matraz de vidrio colocado sobre un hornillo (fig. 35) el bióxido de manganeso, sobre el cual se vierte el ácido clorhídrico. El gas se recibe primero en un frasco lavador *A*, que contiene un poco de agua destinada a detener la parte de ácido clorhídrico arrastrada, en seguida se le hace pasar por un tubo *C* lleno de cloruro de calcio, que sirve para secarlo, i se le recibe en un frasco de boca estrecha *B*, en el cual se introduce hasta el fondo el tubo que lo conduce. Puede tambien recibirse sobre el agua i entónces es inútil el tubo *C*. Recibiéndole en un frasco seco, el cloro, en razon de su gran densidad, desaloja poco a poco el aire del frasco; cuando éste se llena, se quita lentamente el tubo i se tapa lijero con una tapa de vidrio esmerilado.

Teoría.—La reaccion se verifica entre dos equivalentes de ácido clorhídrico i uno de bióxido de manganeso. Los dos equivalentes de hidrójeno del ácido se combinan con los dos equivalentes de oxíjeno del bióxido de manganeso para formar agua; un equivalente de cloro se desprende, miéntras que el otro se combina con el manganeso i produce cloruro de manganeso que queda en el matraz:

$$MnO^2+2HCl=Cl+2HO+MnCl.$$

Segundo procedimiento.—El aparato es el mismo, unicamente se reemplaza el ácido clorhídrico i el bióxido de manganeso, por una mezcla de 4 partes de sal marina, 2 partes de ácido sulfúrico i 1 una parte de bióxido de manganeso. Este procedimiento es mejor que el anterior en razon de que da un desprendimiento de cloro mas abundante i mas regular.

Teoría.—El cloruro de sodio i el bióxido de manganeso se descomponen; el cloro se desprende, miéntras que el bióxido de manganeso cede la mitad de su oxíjeno al sodio para formar sosa, i se convierte en protóxido; el ácido sulfúrico se combina entónces con la sosa i el protóxido de manganeso, para formar sulfato de sosa i de manganeso que quedan en el matraz.

$$Na\,Cl+MnO^2+2SO^3=Cl+NaO.SO^3+MnO,SO^3.$$

Cuando se quiere obtener una disolucion acuosa de cloro, se emplea el aparato de Wolf. El gas, preparado por uno u otro de los procedimientos que acabamos de describir, pasa desde luego por un frasco lavador *A* (fig. 35) que contiene un poco de agua; en seguida, atraviesa sucesivamente por una serie de frascos *B*, *C*, que contienen agua destilada hasta los tres cuartos de su capacidad. El aparato se termina por una probeta *E* que contiene una lechada de cal o una disolucion de potasa destinada a absorber la parte de cloro que escape a la accion disolvente del agua.

114. Usos.—El cloro tiene mucho uso en la industria; se emplea para blanquear los tejidos de lino i algodon, el papel, i en jeneral, para destruir los colores de oríjen vejetal. Se le emplea para quitar las manchas de tinta, para desinfectar los lugares que contienen miasmas pútridos i para volver a la vida a las personas asfixiadas por el ácido sulfhídrico.

Acido clorhídrico, HCl.—Agua réjia.

115. Historia—El *ácido clorhídrico* era conocido de los antiguos alquimistas; Basile Valentin hace mencion de él bajo el nombre de *espíritu de sal*, *de ácido marino*. El primero que estudió este ácido e hizo conocer un procedimiento fácil para estraerlo de la sal marina, fué Glauber, químico aleman del siglo XVII. En la época de la reforma de la nomenclatura química, se le dió el nombre de *ácido muriático*, pero entónces se le consideraba como un oxácido cuyo radical era desconocido. En 1810, MM. Gay-Lussac i Thénard demostraron que este ácido es una combinacion de cloro e hidrójeno.

116. Propiedades físicas.—El ácido clorhídrico es un gas incoloro, de un olor fuerte i picante, de un sabor mui ácido; esparce humos blancos abundantes en el aire húmedo, apaga los cuerpos en combustion i enrojece mui fuertemente la tintura de tornasol. Su densidad es =1,247. Este gas no es permanente; a la temperatura de 10°, i bajo una presion de cuarenta atmósferas, se trasforma en un líquido incoloro. Puede liquidársele igualmente, sometiéndolo a un enfriamiento considerable.

El ácido clorhídrico es mui soluble en el agua; este líquido a la temperatura ordinaria, disuelve cerca de 480 veces su volúmen, o próximamente los 3/4 de su peso. La absorcion del ácido clorhídrico por el agua es instantánea; se hace con tanta rapidez, que cuando se pone una probeta llena del gas en contacto del agua, ésta sube con tanta velocidad, que el choque hace romper la probeta. A causa de

su mucha afinidad con el agua, este gas esparce humos en el aire húmedo; se apodera de la humedad i forma un compuesto que se precipita al instante bajo la forma de una niebla, porque su tension es mas débil que la del agua pura. La disolucion acuosa de ácido clorhídrico, que se designa jeneralmente bajo el nombre de *acido clorhídrico liquido*, posee las mismas propiedades que el gas. Es sin color cuando está puro, i tiene por densidad 1,21. El calor le quita una gran parte de su ácido.

117. PROPIEDADES QUIMICAS.—El ácido clorhídrico no se descompone por el calor, pero lo hace en parte por una serie de chispas eléctricas. Ningun metaloide obra sobre este gas; por el contrario, la mayor parte de los metales le descomponen, aun a la temperatura ordinaria, apoderándose del cloro para formar cloruros i dejar al hidrójeno libre. Los óxidos metálicos producen con el ácido clorhídrico, agua i cloruro $HCl+MO=MCl+HO$.

118. COMPOSICION.—El análisis i la síntesis demuestran que la composicion del ácido clorhídrico en volúmen es: *un volómen de ácido clorhídrico contiene* 1/2 *volúmen de hidrójeno i* 1/2 *volúmen de cloro*, lo que da para la composicion en peso:

Cloro	97,25
Hidrójeno	2,75
	100,00

números que se encuentran en la relacion de 443,20 (equivalente del cloro) a 12,50 (equivalente del hidrójeno). La fórmula de este ácido es por consiguiente HCl.

119. PREPARACION DEL ACIDO CLORHIDRICO.—El ácido clorhídrico no se encuentra en estado libre mas que en las cercanías de los volcanes en actividad. Se le prepara tratando el cloruro de sodio, sal marina, por el ácido sulfúrico hidratado. Se introduce en un matraz de vidrio (fig. 28) una mezcla de dos partes de sal marina i 3 partes de ácido sulfúrico, en seguida se calienta lijeramente. El gas que se desprende pasa desde luego por un frasco lavador que contiene una pequeña cantidad de agua destinada a detener el ácido sulfúrico arrastrado, en seguida se le recibe en probetas sobre la cuba de mercurio.

Teoría.—El agua que contiene el ácido sulfúrico se descompone; su hidrójeno se une al cloro del cloruro de sodio para dar lugar a la formacion del ácido clorhídrico que se desprende, miéntras que el oxíjeno se combina con el sodio para formar sosa o protóxido de so-

dio ; la sosa se combina entónces con el ácido sulfúrico, de donde resulta sulfato de sosa que queda en el matraz. Esta reaccion se representa por la fórmula siguiente :

$$Na\ Cl+SO^3,HO=HCl+Na\ O.\ SO^3.$$

La disolucion acuosa de ácido clorhídrico, se prepara en los laboratorios, como la del cloro, por medio del aparato de Wolf. En las artes, se calienta la mezcla de ácido sulfúrico i de sal marina en cilindros de hierro fundido de los cuales la figura 23 representa un corte en *A*. Este cilindro descansa sobre un horno de albañilería *F*, i comunica por los tubos *T*, *T'* con una serie de grandes botellas o bombones de greda *c*, *c'*, dispuestas como el aparato de Wolf, i llenas de agua hasta los 2/3 para disolver el ácido. Cada cilindro lleva ademas un embudo *E* que sirve para verter el ácido sulfúrico sobre la sal marina.

Así preparado, el *ácido clorhídrico líquido*, es impuro; contiene una pequeña cantidad de ácido sulfúrico, de ácido sulfuroso i percloruro de hierro, lo que le da un tinte verdoso. Se purifica por destilacion.

Usos.—El ácido clorhídrico se emplea casi en todos los casos en estado de disolucion. Se sirve de él en química, como reactivo, en medicina como cáustico, en las artes para la preparacion del cloro i de los cloruros. Entra en la composicion del agua réjia, de la cual vamos a ocuparnos.

120. Agua réjia.—Así llamada porque disuelve el oro, que en otro tiempo era llamado el rei de los metales. El *agua réjia* es una mezcla de 3 a 4 partes de ácido clorhídrico i 1 parte de ácido nítrico. Es un líquido rojizo, dotado de propiedades particulares, de las cuales la mas notable es la de disolver los metales que resisten a los ácidos simples, i principalmente al oro i al platino. La accion recíproca de estos dos ácidos, nítrico i clorhídrico, produce agua, cloro i ácido hiponítrico :

$$AzO^5+HCl=AzO^4+HO+Cl.$$

El agua réjia debe su poder disolvente, sobre todo, al cloro ; los metales sometidos a su accion se trasforman en cloruros. Así, el oro disolviéndose en este líquido, forma un sesquicloruro, i el platino un bicloruro.

Cuando se somete el agua réjia a la accion del calor, se desprende ácido nítrico, cloro, ácido hiponítrico i un gas particular, de color amarillo, mucho mas denso que el aire. Este gas, que se ha designado con el nombre de gas *cloroazótico,* es el resultado de la descom-

posicion parcial de los ácidos nítrico i clorhídrico; su fórmula es $AzO^2,2Cl$; es mui soluble en el agua i produce en contacto de los metales, cloruros i un desprendimiento de bióxido de azoe; su disolucion en el agua es de un color rojo claro i posee todas las propiedades de agua réjia; se condensa a —20° en un líquido rojo, mui volátil, que obra con mucha enerjía sobre los metales i las bases. Algunos químicos consideran el agua réjia como formada por una disolucion de gas cloroazótico, de cloro libre, de ácido nítrico i de ácido hiponítrico.

IX.

Bromo.—Iodo.—Acido iodhídrico.

Bromo.

EQUIVALENTE, Br = 1000.

121. PROPIEDADES FÍSICAS.—El bromo es un cuerpo líquido a la temperatura ordinaria, de un olor fuerte i desagradable, que es lo que le ha dado su nombre; su densidad es = 2,97. Se solidifica a una temperatura de — 22° i se volatiliza mui fácilmente. Es poco soluble en el agua pero se disuelve mui bien en el alcohol i en todas proporciones en el éter. Su color es rojo-pardo mui intenso. De la misma manera que el cloro, el bromo obra como veneno sobre la economía animal i ataca vivamente los órganos de la respiracion.

122. PROPIEDADES QUIMICAS.—El bromo presenta en todas sus combinaciones la mayor analojía con el cloro; sus afinidades son sin embargo ménos enérjicas; el cloro desaloja al bromo de sus combinaciones. El bromo como el cloro, destruye las materias colorantes orgánicas.

El bromo se combina directamente con un gran número de metales; forma con el oxíjeno un compuesto conocido con el nombre de ácido brómico; con el hidrójeno forma el ácido bromhídrico. Cuando se le deja en contacto del agua a la temperatura de 0°, se combina con una parte de ella, i forma un hidrato cristalizado de color pardo rojizo; este hidrato es mas estable que el del cloro, pues se destruye hácia los 15 o 20°.

123. PREPARACION.—El bromo se prepara por medio del bromuro de sodio del mismo modo que el cloro por el cloruro de sodio. Basta calentar una mezcla de bromuro de sodio, bióxido de manganeso i

ácido sulfúrico diluido en un poco de agua. Se introduce esta mezcla en una retorta tubulada (fig. 37) vertiéndola por un embudo por la boca *t*. El cuello de la retorta se ajusta por medio de un tapon a una alargadera *B*, que comunica con un recipiente *C*, enfriado por una corriente de agua mui fria, o mejor aun, rodeándolo de hielo. Se calienta la retorta al baño-maría, colocándola sobre una pequeña caldera llena de agua, calentada sobre un hornillo. Por lo demas, la reaccion es exactamente lo mismo que para el cloro: se forman sulfatos de sosa i de manganeso, que quedan en la retorta, i el bromo pasa por destilacion i se condensa en el recipiente.

$$NaBr+MnO^2+2SO^3=Br+NaO,SO^3+MnO,SO^3.$$

Este cuerpo no ha recibido aplicacion en las artes por ser demasiado caro.

Iodo.

EQUIVALENTE, I = 1586.

124. PROPIEDADES FISICAS.—El iodo, descubierto en 1811 por Courtois, es una sustancia sólida, cristalizada en láminas romboidales, de un color gris azulejo intenso i con brillo metálico. Su densidad es = 4,95. Este cuerpo se funde a 107° i hierve a 180° produciendo vapores abundantes de color violeta, a cuyo color debe su nombre, tomado de una palabra griega que significa *violeta*. El iodo se volatiliza a la temperatura ordinaria i esparce un olor particular que tiene cierta analojía con el del cloro. El agua disuelve mui pequeña cantidad de este cuerpo, pero es mui soluble en el alcohol i en el éter, al cual comunica un color pardo mui intenso. El iodo mancha de amarillo la piel, el papel i muchas otras sustáncias orgánicas; esta coloracion desaparece prontamente cuando se eleva la temperatura. La densidad del vapor de iodo es = 8,716 siendo 1 la densidad del aire.

125. PROPIEDADES QUIMICAS.—El iodo presenta en sus propiedades químicas muchísima analojía con el cloro i el bromo; pero sus afinidades son ménos poderosas. Se combina con la mayor parte de los cuerpos simples para formar ioduros; da, combinándose con el hidrójeno, un compuesto de ácido conocido bajo el nombre de *ácido iodhídrico*. Sin embargo, esta combinacion del iodo con el hidrójeno no tiene lugar directamente; para obtenerla, es necesario descomponer el ioduro de fósforo por medio del agua, lo que produce ácido iodhídrico i ácido fosforoso: $PhI^3+3HO=3HI+PhO^3$. El iodo forma con el oxíjeno dos ácidos: el ácido iódico IO_5 i el ácido periódico IO^7.

Cuando se pone el iodo en contacto con el almidon disuelto en el agua, se forma inmediatamente una combinacion entre los dos cuerpos que lleva el nombre de *ioduro de almidon.* Este compuesto presenta un color azul mui intenso, que permite comprobar la presencia de una pequeñísima cantidad de iodo en un líquido. El ioduro de almidon se descolora a la temperatura de 70° a 80°, pero vuelve a tomar su color por enfriamiento.

126. Estado natural, preparacion i usos.—Se encuentra el iodo en combinacion con el sodio en las plantas marinas, varech, fecus, etc., en las esponjas, en un gran número de moluscos marinos i en ciertas aguas minerales. Un hábil químico, M. Chatain, ha demostrado recientemente que existe en el aire atmosférico i en casi todas las aguas naturales una pequeña cantidad de iodo libre.

En los laboratorios se prepara el iodo, calentando en una retorta, provista de una alargadera i de un recipiente, una mezcla de ioduro de sodio o potasio, de bióxido de manganeso i de ácido sulfúrico. La reaccion es exactamente la misma que para el cloro.

$$NaI + MnO^2 + 2SO^3 = I + NaO,SO^3 + MnO,SO^3.$$

En las fábricas se emplean las aguas madres de las sosas de varech, que contienen iodo al estado de ioduro de sodio.

El iodo se emplea en medicina para el tratamiento de las paperas i enfermedades escrofulosas. En las artes sirve para la preparacion de las planchas de daguerreotipo.

Acido iodhídrico, HI.

127. Propiedades físicas.—El *ácido iodhídrico* es un gas a la temperatura ordinaria, incoloro i esparce humos espesos en el aire húmedo; su solubilidad en el agua es mui grande, i produce una disolucion mui ácida, que da humos cuando está concentrada. Su densidad es $= 4,443$.

128. Propiedades químicas.—El ácido iodhídrico es poco estable: el cloro i bromo le descomponen fácilmente, apoderándose de su hidrójeno i poniendo el iodo en libertad. Es descompuesto aun por el oxíjeno del aire a la temperatura ordinaria, cuando se haya disuelto en el agua, pues, abandonando al aire esta disolucion, se tiñe prontamente: el oxíjeno del aire descompone una parte del ácido iodhídrico para formar agua, i el iodo que queda libre se disuelve en el ácido no descompuesto. La disolucion de este ácido puede disolver

una gran cantidad de iodo. Conforme va adelantando la descomposicion del ácido iodhídrico, el líquido toma un color pardo mas i mas intenso ; la porcion de ácido iodhídrico, que queda sin descomponerse llega pronto a ser insuficiente para tener en disolucion la totalidad del iodo, i éste se va depositando en cristales mui regulares, que a veces adquieren un volúmen considerable.

129. Preparacion.—Se prepara el gas ácido iodhídrico, descomponiendo el ioduro de fósforo por una pequeña cantidad de agua. Se introducen para esto en un tubo cerrado por un estremo (fig. 38) capas alternadas de fósforo, iodo i vidrio machacado humedecido, i se calienta el todo suavemente. El ioduro de fósforo se descompone por el contacto del agua a proporcion que se va formando, i se produce ácido fosforoso que queda en el tubo, i ácido iodhídrico gaseoso que se desprende. Este gas no puede recojerse sobre el mercurio, que le descompondria apoderándose del iodo, i dejando el hidrójeno en libertad ; es menester recibirlo en un frasco bien seco de boca estrecha, como se ha hecho para el cloro.

X.

Fósforo.—Acido fosforoso.—Acido fosfórico.—Hidrójeno fosforado.

Fósforo.

EQUIVALENTE, Ph=400.

130. Historia.—El *fósforo* fué doscubierto en 1669 por un alquimista de Hamburgo, llamado Brandt, quien, con la esperanza de encontrar la piedra filosofal, es decir el medio de convertir los metales en oro, habia hecho largas esperiencias sobre la orina. Poco tiempo despues, un químico llamado Kunkel, a quien Brandt habia rehusado hacerle conocer su secreto, llegó, a fuerza de trabajo, a estraer este cuerpo del mismo líquido, calcinando el residuo de su evaporacion. Pero por este medio solo se obtenian mui pequeñas cantidades, de manera que el fósforo era, hasta 1769, una rareza; pero en esta época Gahn i Schèele lo descubrieron en los huesos de los animales, i publicaron el procedimiento por medio del cual se puede estraer en abundancia.

131. Propiedades físicas.—El fósforo es un cuerpo sólido a la temperatura ordinaria, casi sin color i traslúcido, luminoso en la oscuridad, de donde le viene su nombre, derivado de dos palabras grie-

gas que significan *luz* i que lleva. Es insípido, de un olor parecido al de los ajos, bastante blando para poder ser rayado con la uña. Este cuerpo es insoluble en el agua, lijeramente soluble en el alcohol i en el éter; mucho mas en los aceites i en el súlfuro de carbono. Cuando se le disuelve en este último líquido i se hace evaporar lentamente la disolucion, cristaliza en dodecaedros rombales. Sometido a la influencia de los rayos solares, ya sea en el vacío o en cualquier medio que no pueda alterar su composicion química, el fósforo esperimenta una modificacion molecular i se pone rojo; calentado hasta 70°, i enfriado súbitamente toma un color negro que desaparece por fusion. El fósforo se funde a 44° i hierve a 200°; su densidad es =1,77.

132. PROPIEDADES QUIMICAS.—El fósforo tiene una gran afinidad con el oxíjeno. A la temperatura ordinaria, arde en el aire atmosférico esparciendo vapores blanquecinos, que son luminosos en la oscuridad. Si se coloca un fragmento de fósforo en una probeta que contenga un volúmen limitado de aire (fig. 49) se vé que el gas disminuye poco a poco a causa de la absorcion del oxíjeno; bien pronto solo queda azoe i el fósforo cesa de ser luminoso. Pero, si se introduce una nueva cantidad de oxíjeno, la luz aparece al instante. Una circunstancia singular e inesplicable, es que el fósforo no esparce ninguna luz en el oxíjeno puro, a la temperatura i presion ordinarias; es necesario, para que tenga lugar la combustion en este gas, elevar la temperatura a mas de 20° o reducir la presion a 12 o 15 centímetros; se obtendrá aun el mismo resultado, agregando al oxíjeno azoe, ácido carbónico, o cualquier otro gas sin accion sobre el fósforo. Cuando se hacen sobre un muro letras o figuras con un pedacito de fósforo, éstas permanecen luminosas en la oscuridad por cierto tiempo. Tales son los fenómenos que presenta la *combustion lenta* del fósforo; el resultado de esta combustion es *ácido fosforoso* PhO^3. Cuando se eleva la temperatura, a esta combustion lenta sucede otra mui viva. A 60° próximamente, i aun por el simple frotamiento, el fósforo se inflama en contacto del aire i arde con gran enerjía, esparciendo un humo blanco i espeso; este humo es formado por el *ácido fosfórico* PhO^5. Así, el mismo cuerpo, combinándose directamente con el oxíjeno, produce dos compuestos diferentes, el ácido fosforoso i el ácido fosfórico, segun la temperatura a la que tiene lugar la combinacion. Cuando se introduce un fragmento de fósforo inflamado en un frasco lleno de oxíjeno puro, la luz que se produce es tan viva, que el ojo apénas puede soportar su brillo; independientemente del ácido fosfórico, se forma siempre en esta combustion una pepueña cantidad de óxido rojo Ph^2O, que queda en el fondo de la cápsula en que se ha quemado el fósforo.

La facilidad con que el fósforo se inflama por el mas pequeño rozamiento i la enerjía con que arde, hacen de él un cuerpo mui peligroso de manejar; de manera que se debe cortar debajo del agua i no to-

carle sino con mucha precaucion. Se conserva el fósforo en frascos llenos de agua, la cual se hace hervír para quitarle el aire disuelto que contenga; estos frascos deben ser de vidrio negro o cubiertos con papel de este color, con el fin de impedir la accion de la luz, que le haria perder su trasparencia.

El hidrójeno, el azufre, el cloro, el bromo, el iodo i la mayor parte de los metales, se combinan con el fósforo para formar compuestos binarios, a los cuales se ha dado el nombre de fosfuros.

Un químico aleman, M. Shrotter, acaba de descubrir un hecho mui interesante: sometiendo el fósforo en vasos cerrados a una temperatura cercana a su punto de ebullicion, i manteniendo esta temperatura durante algunos dias, ha visto a este cuerpo cambiar completamente de aspecto i de propiedades; así, el fósforo toma un color rojo, se hace duro i quebradizo, no se funde sino a 180°, no esparce vapores a la temperatura ordinaria i cesa de ser luminoso en la oscuridad. El súlfuro de carbono i los aceites esenciales no pueden disolverle i no se inflama sino a 150°. Este hecho se asemeja, hasta cierto punto, al que presenta el azufre cuando se le vierte fundido en el agua fria, que se vuelve momentáneamente blando i elástico, de duro i quebradizo que era.

133. Estado natural.—El fósforo no existe libre en la naturaleza, pero se le encuentra en combinacion con los otros cuerpos. Existe en la orina en estado de fosfato de amoniaco i de sosa; en los huesos, en estado de fosfato de cal; en los granos de algunos cereales, en estado de fosfato de magnesia; entra en la composicion de las sustancias cerebrales i nerviosas de todos los animales mamíferos. Se le encuentra aun en ciertos terrenos al estado de fosfato de cal, i en algunos minerales al estado de fosfato de hierro i fosfato de plomo.

134. Preparacion del fosforo.—El fósforo se estrae del fosfato de cal contenido en los huesos. Se someten desde luego los huesos a una calcinacion en contacto del aire, para destruir las materias animales que contengan; se ponen entónces blancos, friables i no constan mas que de 77 partes de fosfato tribásico de cal $(CaO)^3,PhO^5$ i de 20 partes de carbonato de cal, CaO,CO^2; se les pulveriza i se les agrega ácido sulfúrico diluido en agua, de manera que se forme una papilla mui clara; al fin de 24 horas, se filtra la mezcla en un saco de lienzo bien tupido; la parte soluble queda en la tela i se recoje un líquido, el cual se evapora en una caldera de cobre hasta que adquiera la consistencia de un jarabe espeso; se agrega en seguida a este líquido el tercio de su peso de carbon pulverizado, despues se seca completamente la masa al calor rojo sombrío i se le introduce en una retorta de greda cubierta con un lodo refractario. Esta retorta (fig. 39) está colocada en un horno de reverbero *A* i comunica, por medio de una alargadera de cobre, encorbada en ángulo recto, *B*, con un frasco *C* lleno

de agua hasta la mitad. Se calienta poco a poco la retorta hasta el calor rojo blanco, i el fósforo va a condensarse en el agua del frasco. Un tubo recto *T* sirve para el desprendimiento de los gases.

Teoría.—Los huesos calcinados contienen, segun hemos dicho, 20 partes de carbonato de cal $Ca\,O,\ CO^2$, i 77 partes de fosfato tribánico de cal $(Ca\,O)^3,\ PhO^5$. El ácido sulfúrico se apodera de la cal del carbonato i de una parte de la base del fosfato; resulta ácido carbónico que se desprende CO^2, sulfato de cal $Ca\,O,\ SO^3$ que se precipita; i fosfato monobásico de cal $Ca\,O,\ PhO^5$ que se disuelve en el agua:

$$CaO,CO_2+(CaO)^3,PhO^5+3SO^3,HO=CO^2+3(CaO,SO^3)+CaO,PhO^5,3HO.$$

Filtrando, el sulfato de cal, que es insoluble, se separa del fosfato monobásico de cal que queda en la disolucion; este fosfato monobásico de cal, calentado en seguida hasta el calor rojo con un exceso de carbon, se transforma en fosfato bibásico $(CaO)^2,PhO^5$, que queda en la retorta, i en ácido fosfórico PhO^5, que el carbono descompone al instante en fósforo que se volatiliza i en óxido de carbono:

$$2\,(CaO,PhO^5)+5C=5CO+(CaO)^2,PhO^5+Ph.$$

Pero, por mui bien que se haya secado la mezcla de carbon i de fosfato monobásico de cal, esta sal detiene siempre una cierta cantidad de agua de combinacion que se descompone durante la calcinacion; de manera que independientemente del óxido de carbono, se desprende siempre hidrójeno fosforado que arde a la estremidad del tubo de desprendimiento.

Cuando la operacion ha terminado, se purifica el fósforo, filtrándolo por una piel de gamuza que se esprime debajo del agua caliente; en seguida se le da la forma de pequeños bastones, bajo la cual se le encuentra en el comercio. Para esto se le hace fundir en el agua a 50°, se sumerje en él la estremidad mas angosta de un tubo de vidrio lijeramente cónico, se aspira en seguida con la boca por la otra estremidad del tubo, hasta que el fósforo fundido se haya elevado cerca de los dos tercios de su altura, se tapa entónces el tubo con el dedo i se le sumerje rápidamente en el agua fria; el fósforo se solidifica i un lijero sacudimiento basta para hacerle salir de su molde.

El procedimiento que acabamos de describir, es el que se emplea en los laboratorios. En la industria, se reemplaza el horno de reverbero por un gran horno de albañilería en el cual se colocan 10 o 12 grandes retortas que contienen la mezcla de fosfato monobásico de cal i de carbono; por lo demas es lo mismo, hai un recipiente sumerjido en el

agua, para que se condense en él el fósforo, i haí tubos de desprendimiento.

135. Usos.—El fósforo se emplea en los laboratorios de química para hacer el análisis del aire, para preparar el ácido fosfórico i ciertos fosfuros. Su principal uso es para la fabricacion de las pajuelas fosfóricas, que se llaman vulgarmente *fósforos*. Para preparar estas pajuelas, se hace una pasta compuesta de una mezcla de fósforo, de nitrato o clorato de potasa i de mucílago de goma; se colora esta pasta de azul, con azul de Prusia, o de rojo, con minio, en seguida se moja en ella la estremidad, azufrada de antemano, de la pajuela.

Combinaciones del fósforo con el oxíjeno.

136. Combinaciones del fosforo con el oxijeno.—El fósforo forma con el oxíjeno las cuatro combinaciones siguientes;

1.° Oxido de fósforo..... $Ph^2 O$;
2.° Acido hipofosforoso. $Ph O$;
3.° Acido fosforoso...... $Ph O^3$;
4.° Acido fosfórico....... $Ph O^5$.

Acido fosfórico, $Ph O^5$

137. Propiedades fisicas.—El *ácido fosfórico* existe bajo dos estados diferentes: el *ácido fosfórico anhidro* i el *ácido fosfórico hidratado*.

El ácido fosfórico anhídro $Ph O^5$ es sólido, blanco, inodoro, de un sabor fuertemente ácido; se presenta ordinariamente en capas filamentosas de un peso específico mayor que el del agua; se funde i volatiliza al calor blanco. Este ácido es excesivamente ávido de agua, espuesto al aire, absorbe casi instantáneamente la humedad i çae en delicuescencia; cuando se proyecta en el agua, produce un ruido semejante al que se produce con un hierro enrojecido; su afinidad por el agua es tal, que calentado con el ácido sulfúrico ordinario, le quita su agua i lo convierte en ácido sulfúrico anhidro.

El ácido fosfórico hidratado no contiene siempre la misma cantidad de agua. Se distinguen tres variedades diferentes, segun las proporciones de este líquido que entren en su composicion:

1.° El ácido fosfórico monohidratado..... PhO^5, HO;
2.° El ácido fosfórico bihidratado........ $PhO^5, 2HO$;
3.° El ácido fosfórico trihidratado....... $PhO^5, 3HO$.

1.° El ácido fosfórico monohidratado es sólido, no cristaliza, tiene apariencia vitrea; da un precipitado blanco con el nitrato de plata i coagula la albúmina.

2.° El ácido fosfórico bihidratado es vítreo i cristalizable; da un precipitado blanco con el nitrato de plata, pero no coagula la albúmina, en lo que se diferencia del anterior.

3.° El ácido fosfórico trihidratado es el ácido fosfórico ordinario; se diferencia de los dos anteriores en que no da precipitado con el nitrato de plata i en que no coagula la albúmina. Este ácido cristaliza facilmente en prismas rombales incoloros, inodoros, de un sabor mui ácido i que enrojece fuertemente la tintura de tornasol; sometido a la accion de un fuerte calor, pierde sucesivamente dos equivalentes de agua, i se trasforma en una materia trasparente, semifluida, que toma al enfriarse un aspecto vítreo. Esta materia, calentada hasta el rojo blanco, deja desprenderse algunos vapores pero no entra en ebullicion. El ácido fosfórico trihidratado es mui soluble en el agua; este líquido puede disolver tres o cuatro veces su peso; esta disolucion lleva el nombre de *ácido fosfórico líquido.*

Las tres variedades de ácidos que acabamos de dar a conocer se combinan para formar sales, con tantos equivalentes de bases cuantos equivalentes de agua contienen, lo que da fosfatos monobásicos, bibásicos i tribásicos.

138. PROPIEDADES QUIMICAS.—El ácido fosfórico anhidro es descompuesto por el carbon, bajo la influencia del calor; el fósforo es puesto en libertad i se forma óxido de carbono i ácido carbónico. Cuando el ácido es hidratado, se producen ademas hidrójeno fosforado e hidrójeno carbonado, que provienen de la descomposicion del agua. El hidrójeno descompone igualmente al ácido fosfórico: cuando se hace pasar una corriente de este gas por un tubo de porcelana incandescente lleno de este ácido, se forma agua, hidrójeno fosforado i fósforo que se volatiliza. El oxíjeno, el azufre, el cloro, el bromo, el iodo i el azoe no tienen accion sobre el ácido fosfórico anhidro o hidratado.

Muchos de los metales descomponen al ácido fosfórico. Con el potasio i el sodio forma fosfuros i fosfatos: con los otros metales, da productos que varian segun la naturaleza de cada uno de ellos.

139. COMPOSICION.—La composicion de 100 partes de ácido fosfórico anhidro es:

Fósforo.... 44,44.
Oxíjeno.... 55,56.

100,00.

Estos dos números están, mas o ménos, en la relacion de 400 a 500, es decir, de un equivalente de fósforo a cinco de oxíjeno; lo que da para la fórmula del ácido fosfórico anhidro, PhO^5.

140. Preparacion del acido fosforico anhidro.—Hemos visto anteriormente que el fósforo, ardiendo en el aire o en el oxíjeno, produce ácido fosfórico que se desprende bajo la forma de un humo blanco i mui espeso. Para obtener de este modo el ácido fosfórico anhidro, se toma una campana grande de vidrio (fig. 40) que se coloca sobre un plato; se seca primeramente el aire que contiene la campana, por medio de algunos fragmentos de cal viva que se colocan en el plato; en seguida se sacan estos fragmentos i se los reemplaza por una pequeña capsulita que contenga un trocito de fósforo inflamado; pronto se vé al ácido fosfórico anhidro depositarse en copos sobre las paredes de la campana i sobre el plato. Cuando ha concluido la combustion del fósforo, se recoje rápidamente el ácido fosfórico con una espátula de platino, i se le guarda en un frasco bien seco i bien tapado con tapa esmerilada. En la cápsula queda una materia roja que es *óxido de fósforo*.

141. Preparacion del acido fosfórico ordinario o trihidratado.—Se prepara el ácido fosfórico ordinario o trihidratado, calentando una mezcla de fósforo i de ácido nítrico. Se introducen en una retorta de vidrio 30 gramos de fósforo i 200 gramos de ácido nítrico a 20° del areómetro de Baumé. La retorta descansa sobre un horno (fig. 22), i su cuello enchufa en un recipiente que está enfriado por una corriente contínua de agua fria. El fósforo desaparece prontamente i se desprenden vapores rutilantes que se condensan en el recipiente; cuando ha pasado una gran parte del liquido al recipiente, se suspende la operacion i vuelve a vaciarse a la retorta el líquido que ha destilado; se calienta de nuevo hasta que el líquido haya tomado una consistencia de jarabe. Para evitar que el ácido fosfórico que se forma al principio ataque al vidrio de la retorta, se vierte el líquido en una cápsula de platino en donde se acaba la concentracion al calor rojo sombrío.

Calcinando fuertemente en un crisol de platino el ácido fosfórico ordinario, se obtiene el ácido fosfórico monohidratado. En cuanto al ácido hidratado, se le prepara descomponiendo, por medio del ácido sulfhídrico, el fosfato bibásico de plomo.

Acido fosforoso, PhO^3

142. *El ácido fosforoso* puede ser anhidro o hidratado. El *ácido fosforoso anhidro* es blanco, sólido i volátil. Es soluble en el agua i su afinidad por este líquido es mui grande; absorbe fácilmente el oxíjeno i se trasforma en ácido fosfórico. Se inflama a una temperatura poco elevada.

Para obtener el ácido fosforoso anhidro, se calienta lijeramente el fósforo en un tubo de vidrio adelgazado por una de sus estremidades i por el cual se hace pasar lentamente una corriente de aire, de manera que no haya oxíjeno en exceso; el ácido fosforoso va entónces a condensarse a la parte fria del tubo.

143. Propiedades del acido fosforoso hidratado.—El *ácido fosforoso hidratado* tiene por fórmula $PhO_3,3HO$. Segun M. Wurtz, solo pierde dos de sus equivalentes de agua por las bases; los fosfitos contienen siempre 1 equi. de agua.

El ácido fosforoso hidratado cristaliza en paralelipípedos trasparentes; se trasforma por el calor en ácido fosfórico i en hidrójeno fosforado. Tiene una grande afinidad por el oxíjeno i puede reducir ciertos óxidos metálicos. Cuando se le calienta con el óxido de mercurio, reduce a este óxido i se cambia en ácido fosfórico. Descompone tambien las sales de oro i de plata.

144. Preparacion.—El fósforo, espuesto al aire a la temperatura ordinaria, se halla siempre rodeado de un vapor blanco, luminoso en la oscuridad, que se condensa en contacto del agua bajo el estado de un líquido ácido. Lo que se produce principalmente en esta circunstancia es ácido fosforoso. Cuando se quiera obtener por medio de este procedimiento una cantidad notable de ácido fosforoso, se toman varios tubos de vidrio, *a b* (fig. 41), terminados en *b* por una abertura de 1 a 2 milímetros de diámetro, i abiertos enteramente por el estremo opuesto *a*. Se introduce en cada uno de ellos un cilindro de fósforo, i se disponen hasta unos 20, cargados de este modo, en un embudo que se introduce en la boca de un frasco que contenga agua. Se pone este frasco sobre un plato i se cubre con una campana abierta por la parte superior.

Los cilindros de fósforo se queman lentamente en el aire a la temperatura ordinaria; el ácido fosforoso, producto de esta combustion, siendo mas pesado que el aire, cae en el frasco i se disuelve en el agua, de suerte que, pasados algunos dias, se obtiene una disolucion bastante concentrada de este ácido.

Si los cilindros de fósforo se colocasen en el embudo sin el intermedio de los tubos, el calor producido por la combustion lenta del

fósforo seria bastante elevado, en los puntos en que dichos cilindros quedan mui próximos, para determinar la combustion rápida del fósforo ; i habria entónces inflamacion, formándose principalmente ácido fosfórico. Los tubos de vidrio que rodean los cilindros de fósforo se oponen a este efecto, evitando el contacto entre aquellos, i la combustion se verifica con ménos actividad; en razon a que el aire no llega libremente a la superficie del cuerpo combustible.

Con todo, la disolucion que resulta por este medio contiene siempre cierta cantidad de ácido fosfórico ; lo cual consiste en que el ácido fosforoso, en contacto del aire, absorbe rápidamente el oxíjeno, i se convierte en ácido fosfórico. Se concibe por esto la dificultad de evitar que una porcion del ácido fosforoso, producido en el caso anterior, sea trasformado en ácido fosfórico.

Otro método.—Se obtiene el ácido fosforoso mui puro, descomponiendo por el agua el protocloruro de fósforo, $Ph\,Cl^3$: se forman tres equi. de ácido clorhídrico i uno de ácido fosforoso. La ecuacion siguiente representa la reaccion :

$$PhCl^3+3HO=3HCl+PhO^3.$$

Los ácidos fosforoso i clorhídricos quedan en disolucion, pero evaporando ésta hasta la consistencia de jarabe, el ácido clorhídrico se desprende ; i si en seguida se pone el líquido debajo de la campana de la máquina neumática, se solidifica frecuentemente en una masa cristalina. Estos cristales son de ácido fosforoso hidratado i tienen por fórmula PhO^3+3HO.

Continuando indefinidamente, con la ayuda del calor, la evaporacion del ácido fosforoso hidratado, se observa pronto que el ácido se descompone, desprendiéndose una mezcla de gas hidrójeno e hidrójeno fosforado, que se inflama en el aire, i quedando en el líquido ácido fosfórico. El agua i el ácido fosforoso se descomponen simultáneamente : una parte del hidrójeno procedente de la descomposicion del agua se desprende, la otra se combina con el fósforo del ácido fosforoso descompuesto, i el oxíjeno de este ácido con el que resulta de la descomposicion del agua se unen al ácido fosforoso restante, para trasformarlo en ácido fosfórico.

Combinaciones del fósforo con el hidrójeno.

145. COMBINACIONES DEL FOSFORO CON EL HIDROJENO. — Existen tres combinaciones del fósforo con el hidrójeno :

1.° Un compuesto líquido.............. PhH_2;
2.° Un compuesto sólido............... Ph^2H;
3.° Un compuesto gaseoso.............. PhH^3.

Este último es el *hidrójeno fosforado* propiamente dicho.

Hidrójeno fosforado, PhH^3

146. PROPIEDADES FISICAS.—El *hidrójeno fosforado* es un gas incoloro, tiene un olor a ajos que es característico; es algo soluble en el agua i mucho mas en el alcohol, en el éter i en algunos aceites esenciales. Su densidad es =1,185.

147. PROPIEDADES QUIMICAS.—Este gas se inflama espontáneamente en el aire a la temperatura ordinaria. Cuando se le hace pasar burbuja por burbuja al traves de una masa de agua o de mercurio, cada burbuja que sale a la superficie del líquido se inflama al instante con una lijera esplosion, i se forma una corona de humo que se eleva i agranda de un modo mui regular cuando el aire está tranquilo. Este humo se compone de ácido fosfórico i de vapor de agua: $PhH^3+8O=PhO^5+3HO$. Sin embargo, esta propiedad de inflamarse espontáneamente en el aire, no pertenece al hidrójeno fosforado, la debe a una cierta proporcion de fosfuro de hidrójeno líquido PhH^2 que contiene casi siempre i que arrastra en estado de vapor. Cuando se le despoja de este fosfuro, cesa de ser espontáneamente inflamable a la temperatura ordinaria, pero basta elevar la temperatura hasta 100° para determinar su combustion en el aire.

El calor i la electricidad descomponen al hidrójeno fosforado en hidrójeno que se desprende i en fósforo que se deposita. El cloro le descompone a la temperatura ordinaria, con desprendimiento de calor i de viva luz; se forma ácido clorhídrico i cloruro de fósforo. Un gran número de metales, tales como el potasio, el sodio, el hierro, el cobre i aun la plata, le descomponen igualmente apoderándose del fósforo i dejando el hidrójeno en libertad.

Cuando se abandona a sí mismo el hidrójeno fosforado durante cierto tiempo, esperimenta una alteracion notable; se vé formarse sobre las paredes de la probeta o frasco que le contiene, un lijero depósito pardo, i el gas pierde la propiedad de inflamarse espontáneamente en el aire; este depósito pardo es un fosfuro de hidrójeno sólido Ph^2H, que proviene de la descomposicion del fosfuro líquido que el gas contiene.

148. COMPOSICION.—El análisis ha dado para la composicion en peso del hidrójeno fosforado el siguiente resultado:

Hidrójeno..................	8,57
Fósforo....................	91,43
	100,00

números que están en la relacion de 400 a 37,50, es decir de un equi. de fósforo a tres de hidrójeno, lo que da para fórmula de este cuerpo *PhH*.

149. Estado natural.—El hidrójeno fosforado se produce, espontaneamente en la descomposicion de todas las materias animales que contienen fósforo, i esto es lo que da lugar a esos fuegos fatuos que se observan en los pantanos i en los cementerios húmedos.

150. Preparacion del hidrojeno fosforado.—Se prepara el hidrójeno fosforado, calentando en un matraz de vidrio (fig. 42) una mezcla de fósforo en pequeños fragmentos i cal húmeda: el agua se descompone, su hidrójeno se une a una parte del fósforo para formar hidrójeno fosforado, miéntras que su oxíjeno se combina con la otra parte del fósforo para dar oríjen al ácido fosforoso, el cual se apodera de la cal i forma un hipofosfito que queda en el matraz. El gas puede ser recojido sobre el agua o sobre el mercurio.

Cuando se le deja salir al aire, se vé que cada burbuja se inflama i produce una corona de humo como ya hemos dicho.

Se puede aun preparar el hidrójeno fosforado de una manera mas sencilla. Basta echar en el agua (fig. 43) algunos fragmentos de fosfuro de calcio. La reaccion, que es la misma que anteriormente hemos visto, se efectua a la temperatura ordinaria, i el gas se desprende inmediatamente.

XI.

Arsénico.—Acido arsenioso.

Arsénico.

Equivalente, As=937,5.

151. Propiedades fisicas.—El *arsénico* es sólido a la temperatura ordinaria, de un color gris de acero, mui brillante cuando está recien obtenido, pero se altera rápidamente en contacto del aire,

Este cuerpo se reduce fácilmente a polvo, no tiene sabor, es insoluble en el agua; su textura es jeneralmente cristalina.

El arsénico no tiene olor sensible a la temperatura ordinaria; calentado hasta el calor rojo o proyectado sobre un carbon encendido, esparce un olor a ajos mui pronunciado i característico. La densidad del arsénico es =5,75; este cuerpo sometido a la accion del calor se volatiliza sin pasar por el estado líquido; sin embargo, se puede determinar la fusion del arsénico calentándole en un tubo cerrado por sus dos estremos; la densidad del vapor de arsénico, determinado por M. Dumas, es =10,39. El arsénico se votatiliza a 300°, i sus vapores al condensarse toman una forma cristalina.

150. Propiedades químicas.—El *arsénico* se combina con el oxíjeno a una temperatura poco elevada, arde en este gas con una llama azul pálida i produce *ácido arsenioso*, llamado impropiamente *arsénico* en el comercio.

Un gran número de cuerpos simples se combinan directamente con el arsénico: si se proyecta el arsénico en polvo en un frasco lleno de cloro, inmediatamente se inflama produciendo vapores blancos de cloruro de arsénico ($As\,Cl^3$)

El arsénico se encuentra a veces en la naturaleza al estado nativo.

151. Preparacion.—En las artes, se prepara el arsénico metálico descomponiendo por el calor un compuesto de arsénico, de azufre i de hierro que se encuentra en la naturaleza, i que es llamado *mispickel* por los mineralojistas. Se introduce esta materia en tubos de tierra cocida, de 1 metro de lonjitud i de 3 decímetros de diámetro; se le agrega algunos pedazos de palastro o de hierro fundido, que tienen por objeto retener mas completamente el azufre, i se adapta a cada uno de estos cilindros otro mas corto i ancho, que sirve de recipiente. Se disponen varios de ellos en el mismo horno, i se les calienta hasta un fuerte calor rojo. El arseniosúlfuro de hierro se convierte en súlfuro de hierro, i el arsénico se sublima en el recipiente. Se le purifica, destilándole segunda vez con un poco de carbon.

El arsénico se emplea para la destruccion de los insectos; se reduce a polvo fino i se le cubre con agua.

El arsénico introducido en el estómago de un animal, puede no obrar desde luego como veneno, sino al fin de mucho tiempo; se supone que en este caso se convierte en veneno porque se trasforma en ácido arsenioso.

Combinaciones del arsénico con el oxijeno.

152. Combinaciones del arsenico con el oxijeno.—Se conocen dos combinaciones del arsénico con el oxíjeno que son:

El ácido arsenioso............. AsO^3.
El ácido arsénico............. AsO_5.

Acido arsenioso $AsO3$

154. Propiedades fisicas i quimicas.—El ácido arsenioso es sólido, blanco; su sabor es acre, nauseabundo i excita la saliva; introducido por pequeñas dósis en el estómago, produce en él manchas gangrenosas i da la muerte despues de agudos sufrimientos. Los contravenenos del ácido arsenioso son el hidrato de peróxido de hierro i la magnesia; estos dos óxidos saturan el ácido arsenioso i forman con él compuestos insolubles que no tienen accion sobre la economía animal.

El ácido arsenioso se volatiliza a la temperatura del calor rojo; sus vapores son inodoros, i para asegurarse de ello, basta echar el ácido arsenioso sobre un ladrillo calentado hasta el calor rojo; pero si se proyecta sobre un carbon encendido, se desarrolla un fuerte olor a ajos, que es el mismo que produce el arsénico metálico; en este caso, el ácido es descompuesto por el carbon.

Si en la destilacion del ácido arsenioso, las paredes del vaso de condensacion se encuentran a una temperatura elevada, los vapores de ácido arsenioso forman, al condensarse, una capa vítrea i trasparente; pero, si la destilacion se hace en un recipiente en que el aire circule, el ácido se condensa en cristales octaédricos aislados. El ácido arsenioso se liquida, cuando se le calienta en un tubo cerrado i produce un líquido incoloro. Bajo la presion ordinaria se volatiliza sin fundirse.

El ácido arsenioso es poco soluble en el agua fria, lo es mas en el agua hirviendo; un litro de agua saturada de ácido arsenioso a la temperatura de 100° contiene 110 gr. de este ácido. El ácido arsenioso puede disolverse en el amoniaco sin formar con este cuerpo sales amoniacales, i de esta disolucion se deposita en forma de cristales octaédricos regulares.

El ácido clorhídrico disuelve al ácido arsenioso con mucha mayor facilidad que el agua pura, sin combinarse con él; pero si el ácido clorhídrico está concentrado i caliente, produce con el ácido arsenio-

so, cloruro de arsénico $As\,Cl^3$ que se volatiliza. El ácido azótico i el agua réjia trasforman el ácido arsenioso en ácido arsénico.

Los cuerpos ávidos de oxíjeno, tales como el hidrójeno, el carbon, reducen fácilmente al ácido arsenioso.

El ácido arsenioso se presenta en dos estados isoméricos ; este hecho importante ha sido establecido por M. Guibourt.

El ácido arsenioso recien obtenido se presenta en placas incoloras que tienen muchas veces la trasparencia del vidrio : si se conserva durante algun tiempo el ácido arsenioso vítreo, aun al abrigo del aire i de la humedad, se vé que pierde poco a poco su trasparencia i se trasforma en un cuerpo enteramente opaco, análogo a la porcelana.

El ácido arsenioso examinado en estado vítreo i en estado opaco, ha presentado, en ámbos casos, propiedades diferentes.

Segun M. Guibourt, la densidad del ácido vítreo es = 3,7385, miéntras que la del opaco es = 3,669. M. Bussy ha encontrado recientemente que a una temperatura de 12° el ácido vítreo es cerca de 3 veces mas soluble en el agua que el opaco, i que el ácido vítreo pierde una parte de su solubilidad por la pulverizacion.

El calor tiende a trasformar el ácido opaco en vítreo, miéntras que el frio, por el contrario, tiende a trasformar al ácido vítreo en opaco; esta tendencia se manifiesta aun en presencia del agua ; así el ácido opaco se cambia en vítreo por una ebullicion prolongada, el ácido vítreo se convierte en opaco en un líquido enfriado. Se comprende, pues, que las dos modificaciones del ácido arsenioso deben encontrarse reunidas en una misma disolucion. Así, la solubilidad de uno i otro no parece constante : una disolucion de ácido vítreo concluye por llegar al punto de saturacion que corresponde al ácido opaco por la misma temperatura.

156. Composicion.—Por medio de la síntesis se ha llegado a conocer que la composicion del ácido arsenioso en 100 partes es como sigue :

Arsénico....................	75,75
Oxíjeno.....................	24,25
	100,00

números que se encuentran próximamente en la razon de 937,50 a 300, es decir, de 1 equi. de arsénico a 3 equi. de oxíjeno, por consiguiente la fórmula que representa este ácido será AsO^3.

157. Preparacion.—Cuando se calienta el arsénico en medio de una corriente de aire o de oxíjeno, se trasforma en ácido arsenioso

que se sublima. Se le encuentra en el comercio bajo el nombre de *arsénico mata ratones.*

El ácido arsenioso resulta de la tostion de ciertos arseniosúlfuros metálicos, como los de hierro, niquel i cobalto. Por lo regular, el objeto principal del tratamiento de estos minerales es la estraccion del metal combinado con el arsénico, i esto es lo que siempre sucede cuando se tratan los arséniosúlfuros de cobalto i niquel. El mineral se coloca ordinariamente sobre el suelo de un horno de reverbero i queda de este modo espuesto a la corriente de aire que se ha calentado en el hogar: el azufre se convierte en ácido sulfuroso i el arsénico en ácido arsenioso. El primero se desprende por la chimenea, miéntras que el ácido arsenioso se condensa en los conductos puestos a propósito entre aquélla i el suelo del horno. Para obtener el ácido arsenioso puro, basta someter el ácido en bruto formado segun acabamos de indicar, a una segunda sublimacion en tubos de palastro.

158. Usos.—El ácido arsenioso se emplea principalmente en las fábricas de telas pintadas i en las cristalerías; sirve para trasformar el protóxido de hierro en sesquióxido, que da vidrios ménos coloreados que el protóxido. Se le emplea tambien para preparar el trigo ántes de sembrarlo con el objeto de preservarlo de las picaduras de los insectos.

La propiedad característica del ácido arsenioso i que sirve para darlo a conocer, es que arrojado sobre carbon encendido, da un fuerte olor a ajos.

XII.

Silicio.—Ácido silícico.

Silicio.

EQUIVALENTE, $Si = 266,7$.

159. PROPIEDADES FÍSICAS I QUIMICAS.—El silicio es un polvo pardo sin brillo metálico, es infusible i no se volatiliza aun al fuego de forja; mas denso que el agua en la cual no es soluble i es mal conductor del calórico i de la electricidad.

El silicio puede ser fundido sometiéndolo a la accion de una pila mui enérjica; el silicio fundido es mui duro, raya fácilmente al vidrio.

Calentando el silicio en el oxíjeno se combina con este gas, pero

con mucha lentitud, porque se forma cierta cantidad de ácido silícico que cubre el silicio i le impide oxidarse. El silicio calentado con el hidrato de potasa se oxida rápidamente; el agua del hidrato se descompone, su oxíjeno se combina con el silicio para formar silice que se une a la potasa, i el hidrójeno se desprende.

160. Preparacion.—El silicio se estrae de la *sílice* o *ácido silícico*; éste, calentado en contacto del potasio, se descompone dando silicio i silicato de potasa; pero la descomposicion se efectúa difícilmente i no se obtiene el silicio puro. Es preferible descomponer por el potasio el fluoruro doble de silicio i potasio. Se introducen las dos materias en un tubo de vidrio bien seco, i se calienta con algunas ascuas. La reaccion la espresa la fórmula siguiente.

$$3KFl.\ 2SiFl^3 + 6K = 9KFl + 2Si.$$

Se trata el producto de esta reaccion por el agua fria, que disuelve el fluoruro de potasio: se recoje el silicio en un pequeño filtro, i se lava el precipitado con agua destilada hasta que las aguas de losion no dejen residuo sensible, evaporándolas sobre una lámina de vidrio.

Combinaciones del silicio con el oxíjeno.

ACIDO SILICICO, $Si\,O_3$.

161. Estado natural i propiedades.—Solo se conoce una combinacion del silicio con el oxíjeno, el *ácido silícico*, al cual se da tambien nombre de *silice*, i es una de las materias mas repartidas sobre la superficie del globo. Aislado o libre constituye el cristal de roca, el cuarzo, las arenas cuarzosas, las areniscas, etc.; en combinacion con la alúmina, sosa, potasa, cal i óxido de hierro forma un crecido número de minerales mui abundantes; pues son los que entran en la composicion de los granitos de los esquistos, etc. etc.; en una palabra, son silíceas todas las rocas que no son calcáreas.

El ácido silícico se encuentra en la naturaleza cristalizado i perfectamente puro, este es el cristal de roca, es mui duro i raya al vidrio. Su densidad es =2,6.

Las temperaturas mas elevadas de nuestros hornos no bastan para fundirlo, pero lo verifica en un glóbulo vítreo a la llama de una mezcla de oxíjeno e hidrójeno.

El cristal de roca puede tratarse por todos los reactivos a la temperatura ordinaria, sin que por ello esperimente alteracion alguna;

es menester sinembargo esceptuar el ácido fluorhídrico, que le ataca fuertemente. La potasa caústica le ataca tambien pero solo a una temperatura elevada.

El ácido silícico puede obtenerse artificialmente i se obtiene en forma de polvo harinoso blanco, mui lijero, que se pone mui duro despues de calcinado.

El ácido silícico se deposita algunas veces en forma de una jelatina diáfana i consistente, cuando se abandonan a una descomposicion espontánea i lenta ciertas sustancias que le tienen en combinacion. Esta es la causa de que el éter silícico, conservado en frascos mal tapados, pierda su éter i quede en forma de una jelatina mui trasparente, que adquiere con el tiempo una gran dureza sin perder su trasparencia.

162. Preparacion.—Para obtener la sílice artificialmente se funden, en un crisol de platino, 1 parte de cuarzo reducido a polvo fino, i 4 partes de carbonato de potasa o sosa, una parte del ácido carbónico se marcha, i se forma silicato de potasa. Tratando la materia por el agua, se disuelve completamente cuando ha sido sometida bastante tiempo a la accion de un fuego fuerte. Si se dilata la disolucion con una gran cantidad de agua, i se vierte en seguida ácido clorhídrico hasta que se manifieste una reaccion mui ácida, el ácido silícico será desalojado de su combinacion con la potasa, pero quedará interpuesto en el líquido bajo el estado de una jelatina trasparente, que no se logra separar por filtracion.

Si por el contrario la materia alcalina ha sido disuelta en una corta cantidad de agua caliente, i se echa ácido clorhídrico en el líquido concentrado, el ácido silícico se precipita en forma de copos jelatinosos, que pueden separarse por filtracion.

Con todo, la separacion de la sílice no llega a verificarse completamente, sino despues de haber evaporado hasta la sequedad el líquido saturado en exceso por el ácido, i de haber tratado el residuo por el agua hirviendo. La sílice se separa entónces en estado de una materia jelatinosa i consistente, que es retenida en su totalidad por el filtro.

Es probable que la sílice se encuentre ahora en estado de hidrato, pero pierde mui fácilmente su agua, i aparece bajo la forma de un polvo harinoso blanco mui lijero, aunque se pone mui duro despues de calcinado.

163. Composicion.—La composicion que da el análisis es: en peso,

Silicio............	47,06
Oxíjeno...........	52,94
	100,00

i la fórmula por medio de la cual se ha convenido representar este ácido es SiO^3.

XIII.

Carbono.—Acido carbónico.—Produccion del ácido carbónico en la respiracion de los animales.—Su descomposicion por las plantas.

Carbono.

EQUIVALENTE, $C=75$.

164. PROPIEDADES FISICAS.—El carbono es un cuerpo sólido, inodoro, insípido, infusible i fijo a las mas altas temperaturas que pueden producirse por los métodos ordinarios. M. Despretz ha demostrado sinembargo que este cuerpo puede ser fundido i aun volatilizado, cuando se le somete a la accion de una pila mui enérjica; toma entónces el aspecto i todos los caractéres de la grafita. En cuanto a sus demas propiedades, tales como el color, la dureza, la densidad, la conductibilidad para el calórico i la electricidad etc., difieren segun las variedades de carbon que pronto vamos a describir.

165. PROPIEDADES QUIMICAS.—El carbono, a la temperatura ordinaria, es inalterable en contacto del aire; pero a una temperatura mas elevada, se combina directamente con el oxíjeno i da oríjen a dos compuestos gaseosos, el óxido de carbono CO i el ácido carbónico CO^2. El carbono se combina tambien directamente con el azufre para formar un producto líquido conocido bajo el nombre de súlfuro de carbono. Muchos otros cuerpos, tales como el hidrójeno, el azoe, el cloro, el hierro, forman con el carbono combinaciones mui importantes.

166. DIFERENTES VARIEDADES DEL CARBONO.—El carbono se presenta en la naturaleza i en las artes bajo aspectos mui variados. Así, el *diamante*, la *grafita* o *plombajina*, el *negro de humo* o *humo de pes*, la *hulla*, la *antracita*, el *cok*, el *carbon de leña*, i el *carbon animal*, no son mas que variedades de carbon a las cuales corresponden las propiedades físicas i químicas que acabamos de dar a conocer, pero que se distinguen unas de otras por propiedades especiales que vamos a indicar.

Diamante.—El diamante es el mas duro de todos los cuerpos conocidos, es decir, que puede rayarlos a todos sin ser rayado por ningu-

no: de manera que solo se le puede pulir con su propio polvo. Es jeneralmente trasparente e incoloro; algunas veces sinembargo es rosado, azul claro, verde, amarillo i aun negrusco. Se le encuentra siempre cristalizado bajo diferentes formas, de las cuales las mas conocidas son el octaedro, el dodecaedro romboidal i el sólido de 48 caras curvilíneas. El diamante es mal conductor del calórico i la electricidad; su poder refrinjente es mui considerable; su densidad varía de 3,50 a 3,55.

El diamante se encuentra en la India, en el Brasil, en Siberia i en los montes Urales. Existe en los antiguos terrenos de aluvion, que se encuentran a poca profundidad debajo de la superficie del suelo.

La naturaleza del diamante fué por largo tiempo desconocida. Habiendo notado Newton que todos los cuerpos combustibles refractan fuertemente la luz, fué el primero que supuso la combustibilidad del diamante. Pero fué Lavoisier quien determinó la verdadera naturaleza de este cuerpo, demostrando que el diamante arde en el oxíjeno i que forma, como el carbon ordinario, ácido carbónico. De las esperiencias hechas recientemente por M. Jacquelin resulta que el diamante sometido a la accion de una fuerte pila de Bunsen pierde su trasparencia, se ennegrece, se reblandece i toma el aspecto del cok. M. Despretz ha llegado a obtener, en estos últimos tiempos, cristales microscópicos de carbono, sometiendo este cuerpo a una volatilizacion lenta por medio de la pila.

Grafita o *Plombajina.*—Esta variedad de carbono es la que se emplea para la fabricacion de los lápices; se le designa tambien con el nombre de *traza de plomo*, aun cuando no contiene la menor cantidad de plomo.

La grafita es ordinariamente cristalizada en láminas brillantes i de un color oscuro, casi siempre negro; es suave, untuosa al tacto, i deja en los dedos i sobre el papel manchas de color gris de plomo. Su densidad es =2,5; es el ménos combustible de todos los carbones, sin esceptuar el diamante. La grafita contiene siempre una pequeña cantidad de hierro. Se le encuentra en Francia, en Inglaterra, en España i en las islas de Ceylan.

Negro de humo.—Esta variedad de carbono se presenta bajo la forma de un polvo negro estremadamente fino. El negro de humo está léjos de ser carbono puro; contiene por lo ménos 20 por 100 de materias recinosas i aceitosas de las cuales se le puede librar por calcinacion. Esta sustancia es el producto de la combustion incompleta de ciertas materias orgánicas ricas en carbono, tales como las recinas, los aceites i las grasas.

Para obtener el negro de humo, basta esponer un pedazo de porcelana o una lámina metálica por sobre la llama de una vela. En las artes, se le prepara quemando materias recinosas en grandes cámaras

cuyas paredes están cubiertas con telas ordinarias sobre las cuales se deposita poco a poco. El negro de humo es mucho mas combustible que el diamante i que la grafita.

Hulla.—La *hulla* o *carbon de tierra* es opaca, de un negro brillante i cuya superficie presenta a veces los colores del íris. Está compuesta de carbono mezclado con materias betuminosas i salinas. Arde con llama i humo dando un olor particular. Calentada en vasos cerrados, se reblandece, aumenta de volúmen i desarrolla el gas que sirve para el alumbrado. La hulla se encuentra en masas considerables en los terrenos carboníferos.

Antracita.—La *antracita* o *carbon de piedra* se parece mucho a la hulla. Se distingue de ella en que no contiene materias betuminosas, en que es ménos combustible i en que arde con una llama mui corta, sin humo i sin olor. Posee ademas brillo metálico. Está formada casi enteramente de carbono puro mezclado con una pequeña cantidad de sílice, de alúmina i de óxido de hierro. Se encuentra la antracita en los terrenos de sedimento antiguo, anteriores a los terrenos carboníferos.

Cok.—El *cok* es el resíduo de la destilacion de la hulla. Es lijero, poroso, hinchado como la piedra pomez. Su color es gris negrusco con un lijero lustre metálico. El cok es ménos combustible que la hulla; arde sin llama ni humo i da mucho calor. Atrae fácilmente la humedad del aire, la cual abandona en tiempo de calor.

Carbon de leña.—El *carbon de leña* es el residuo de la destilacion de la leña o de su combustion incompleta. Es negro, inodoro, insípido, mui frájil i mas o ménos poroso. Es mui mal conductor de la electricidad, a ménos que no haya sido calcinado a una alta temperatura, es decir transformado en *brasa*. El carbon de leña contiene siempre un poco de hidrójeno i algunas otras materias, tales como sílice, óxido de hierro, carbonato de potasa; estas materias son las que forman la ceniza despues de la combustion del carbon.

La propiedad mas notable del carbon de leña es la absorcion de los gases. Si se apaga un pedazo de carbon en el mercurio e inmediatamente se le introduce en una probeta que esté llena de amoniaco, de ácido clorhídrico o de hidrójeno sulfurado, se vé casi al mismo tiempo que el gas desaparece i el mercurio sube en la probeta. Todos los gases son absorbidos por el carbon de leña; pero de un modo variable segun su naturaleza. Se puede decir en jeneral que la absorcion es tanto mas fácil i considerable, cuanto mas soluble sea el gas en el agua. Se utiliza en la industria esta propiedad absorbente del carbon, para desinfectar las aguas corrompidas por los gases deletéreos i para oponerse a la putrefaccion de las materias animales.

El carbon de leña descompone el agua a la temperatura del calor rojo apoderándose de su oxíjeno i dejando el hidrójeno en libertad. Para operar esta descomposicion se hace pasar una corriente de vapor de agua al traves de un tubo de porcelana calentado hasta el calor rojo i lleno de *brasas*. El gas que se recoje en un probeta es una mezcla, en proporciones variables, de óxido de carbono, de ácido carbónico, de hidrójeno puro i de una pequeña cantidad de hidrójeno carbonado.

Se prepara esta variedad de carbono sea por la calcinacion de la leña al abrigo del contacto del aire, sea por su combustion imperfecta, como se practica en los bosques. Este último procedimiento conocido bajo el nombre de *carbonizacion en pilas*, es el mas ordinario. Se comienza por establecer (fig. 44) una especie de chimenea vertical por medio de 4 palos introducidos en la tierra. Al rededor de esta chimenea se colocan circularmente trozos de madera de 1 a 2 metros de lonjitud i superpuestos de manera a formar un cono truncado o una especie de pila bajo la cual se dejan varios conductos horizontales que comunican con la chimenea. Se cubre todo con una capa delgada de tierra, a fin de librar a la pila del contacto del aire, en seguida se le pega fuego echando por la chimenea carbon encendido i leña menuda. Cuando la combustion está en actividad, se tapa la chimenea con tierra. Mui pronto se vé desprenderse de toda la superficie de la pila humos blancos i la pila se hunde poco a poco sobre sí misma. Cuando el humo se hace azulejo i casi trasparente, se detiene la combustion, pues este humo indica que la carbonizacion está concluida. Se obtiene por este medio de 17 a 18 por 100 de carbon, cantidad que representa solo la mitad del carbon que contiene la leña.

Carbon animal.—El *carbon animal*, que se designa aun con el nombre de *negro animal*, proviene de la calcinacion, en vasos cerrados, de los huesos. Se encuentra ordinariamente en polvo impalpable o en granos de un negro mui hermoso. Este carbon solo contiene 12 centécimas de su peso de carbon puro, mezclado con 88 centécimas de fosfato i de carbonato de cal.

La propiedad mas notable del carbon animal es su poder descolorante para ciertos líquidos. Si se ajita durante algun tiempo vino tinto con este carbon, i en seguida se filtra, se obtiene un líquido perfectamente incoloro. Esta propiedad se utiliza en la industria para despojar de sus materias colorantes a una multitud de productos orgánicos, tales como el azúcar de betarraga, los jarabes, los álcalis vejetales, etc.

167. Usos del carbono.—Los usos del carbono son mui numerosos. En estado de diamante, sirve no solo para las joyas sino tambien para cortar el vidrio, para tallar i pulir las piedras preciosas. Todo

el mundo conoce el empleo de la hulla, de la antracita, del cok i del carbon de leña como combustible. En metalúrjia el carbon sirve para la estraccion de un gran número de metales.

Acido carbónico, CO^2.

168. Historia.—El *ácido carbónico* fué el primer gas que se distinguió del aire atmosférico; su descubrimiento fué hecho el año 1644 por Vanhelmont; habiendo este médico calentado fuertemente piedras calcáreas, reconoció que se desprendia de ellas un aire al cual dió el nombre de gas. Black i Priestley estudiaron cuidadosamente sus propiedades, pero fué Lavoisier quien dió a conocer exactamente su naturaleza i su composicion. El ácido carbónico ha sido llamado sucesivamente *aire fijo*, *aire mefítico*, *ácido gredoso.*

169. Propiedades fisicas.—El ácido carbónico es un gas incoloro, trasparente, elástico, de un sabor agrio i de un olor lijeramente picante; su densidad es = 1,529. El agua disuelve cerca de un volúmen igual al suyo a la temperatura ordinaria; pero bajo una presion mayor, puede disolver una cantidad que aumenta proporcionalmente a la presion. Sobre esta propiedad está fundada la fabricacion del agua de Seltz artificial.

El ácido carbónico, a la temperatura de 0° i bajo la presion de 36 atmósferas, se liquida; se transforma en un líquido incoloro, mui fluido, soluble en el alcohol i en el éter, insoluble en el agua. Este líquido, al pasar al estado gaseoso, produce un frio considerable que se avalúa en 70 grados debajo de cero.

Cuando se dirije una corriente de ácido carbónico líquido sobre una cápsula de vidrio o sobre una caja metálica, una porcion del líquido se condensa sobre las paredes de la cápsula o de la caja, i se obtiene así el ácido carbónico sólido bajo la forma de copos de nieve. La temperatura de este cuerpo es cerca de 78 grados bajo cero; pero puede bajar mas mezclándolo con éter; la intensidad del frio producido por esta mezcla es tal, que masas considerables de mercurio pueden ser conjeladas en algunos segundos; de este modo es como se ha llegado a formar con el mercurio solidificado piezas de moneda, medallas, estátuas, etc. El ácido carbónico sólido puesto en contacto con nuestros órganos, produce en ellos efectos enteramente semejante a las quemaduras.

170. Propiedades quimicas.—El ácido carbónico es un acido débil; da un color rojo vinoso a la tintura de tornasol. Apaga los cuerpos en combustion i asfixia a los animales que lo respiran. Forma

con el agua de cal un precipitado blanco de carbonato de cal, el cual se disuelve en un exceso de ácido.

El ácido carbónico es inalterable a las mas altas temperaturas. Una serie de chispas eléctricas lo descompone en oxíjeno i en óxido de carbono.

Entre los metaloides, el azufre, el cloro, el iodo, el bromo i el azoe no tienen accion sobre el ácido carbónico; pero es descompuesto por el hidrójeno i el carbono a una temperatura elevada: el hidrójeno le trasforma en óxido de carbono, quitándole la mitad de su oxíjeno para formar agua; el carbono le convierte enteramente en un volúmen doble de óxido de carbono. Algunos metales tales como el hierro, el zinc, el manganeso, quitan al ácido carbónico la mitad de su oxíjeno para convertirse en óxidos. El potasio, el sodio, i probablemente los otros metales de la primera seccion, le reducen enteramente en oxíjeno del cual se apoderan, i en carbono que dejan en libertad.

171. Composicion del acido carbónico.—La composicion de este ácido se ha averiguado por medio de la síntesis quemando el carbon perfectamente puro en el oxíjeno tambien puro; resulta de estas esperiencias que en 100 partes de ácido carbónico hai

Carbono........................	27,27
Oxíjeno........................	72,73
	100,00

Números que se encuentran en la relacion de 75, equivalente del carbono, a 200, dos equivalentes de oxíjeno, de modo que el ácido carbónico está formado por un equi. de carbono i de dos equi. de oxíjeno, por consiguiente su fórmula será CO^2.

172. Estado natural.—El ácido carbónico se encuentra mui esparcido en la naturaleza. Hace parte, como lo hemos visto, del aire atmosférico; se le encuentra en disolucion en muchas especies de aguas minerales, de las cuales la mas conocida es el agua de Seltz. Existe en estado puro en varias grutas, entre otras en la gruta llamada del perro, cerca de Nápoles. Esta gruta es llamada así porque contiene en su parte inferior una capa de 5 a 6 decímetros de ácido carbónico en la cual un perro, o cualquier otro animal de poca altura, es prontamente asfixiado, miéntras que un hombre puede respirar sin peligro el aire que se encuentra encima.

El ácido carbónico se produce en la combustion de la leña, del carbon, en la fermentacion alcohólica, en la descomposicion espontánea de las materias orgánicas, en la respiracion de los animales. Se le encuentra en grande abundancia en estado de combinacion en el carbonato de cal que forma casi la totalidad de los terrenos de sedimen-

to ; así, todas las piedras calcáreas, los mármoles, la creta, las conchas de los moluscos, etc., encierran este ácido combinado con la cal. En fin, existe aun en combinacion con otras bases, tales como la barita, la estronciana, los óxidos de hierro, de cobre, etc.

173. Preparacion.—Se puede preparar directamente el ácido carbónico, quemando el carbon en el oxíjeno puro, pero este procedimiento es de difícil ejecucion i solo daria pequeñas cantidades de gas. Se prefiere, en los laboratorios, para descomponer el carbonato de cal por un ácido enérjico. Para esto, se toman fragmentos de mármol blanco, los cuales se introducen en un frasco de dos golletes que contiene agua hasta la mitad (fig. 9). Uno de los golletes lleva un tubo recto cuya estremidad superior termina por un embudo i cuya estremidad inferior está sumerjida en el líquido : al otro gollete se adapta un tubo encorbado que se dirije a una probeta propia para recibir el gas i que descansa en una cubeta de agua. Se vierte por el tubo recto ácido clorhídrico i al instante se nota una viva efervescencia, producida por el desprendimiento del ácido carbónico, el cual se dirije a la probeta. De este modo puede recojerse en poco tiempo una cantidad considerable del gas.

Teoría.—El carbonato de cal se compone de ácido carbónico i de cal. El ácido clorhídrico, mucho mas enérjico que el carbónico, se apodera de la cal i deja a este último en libertad. Se forma cloruro de calsio, que queda disuelto en el agua del frasco, i agua, que se mezcla con la que habia.

La fórmula siguiente representa esta reaccion :

$$CaO,CO^2+HCl=CO^2+CaCl+HO.$$

Observacion.—Podria reemplazarse el ácido clorhídrico por el ácido sulfúrico. Se formaria entónces ácido carbónico i sulfato de cal.

$$CaO,CO^2+SO^3=CO^2+CaO,SO^3.$$

Pero siendo el sulfato de cal mui poco soluble en el agua, se depositaria sobre los fragmentos de mármol, al rededor de los cuales formaria mui pronto una costra que detendria la reaccion. Para evitar este inconveniente, es necesario emplear, como se hace en la fabricacion artificial de agua de Seltz, creta pulverizada o bicarbonato de sosa.

174. Usos del acido carbónico.—Este ácido se emplea en disolucion en el agua, forma entónces las aguas gaseosas naturales o artificiales conocidas bajo el nombre de aguas de Seltz. Se obtiene el agua de Seltz artificial comprimiendo el gas ácido carbónico en el agua

pura, por medio de una bomba de compresion. Se hace tambien uso de un pequeño aparato de vidrio grueso, con el cual puede prepararse el agua gaseosa con el ácido tártrico i el bicarbonato de sosa pulverizado.

Problema.—Sobre 25 *gramos de carbonato de cal colocados en un frasco lleno hasta la mitad de agua, se vierte la cantidad de ácido clorhídrico suficiente para obtener una descomposicion completa : se pregunta : ¿cuál será el volúmen del ácido carbónico puesto en libertad* sabiendo que 1 litro de este gas, a 0° i bajo la presion ordinaria, pesa 1 gr.,98?

$$CaO,CO^2=350+275=625.$$

De manera que 625 gramos de carbonato de cal darian 275 gramos de ácido carbónico ; 25 gramos darán, por consiguiente,

$$\frac{25\times 275}{625}=11 \text{ gramos.}$$

Ahora, como un litro de ácido carbónico pesa 1 gr., 98, tendremos

$$x=\frac{11}{1,98}=5^{\underline{\text{lit.}}},55.$$

175. Produccion del acido carbonico en la respiracion de los animales.—El fenómeno principal de la respiracion de los animales es el desprendimiento constante de una cierta cantidad de ácido carbónico i de vapor de agua. Si se hace el análisis del aire respirado, se encuentra que en efecto contiene mas vapor de agua, ménos oxíjeno i mas ácido carbónico que el aire aspirado. La presencia de este exceso de ácido carbónico puede demostrarse fácilmente, haciendo pasar el aire respirado al traves de una disolucion de cal por medio de un tubo de vidrio. Se vé bien pronto que esta disolucion se enturbia mucho mas que lo que lo haria en el mismo tiempo con la misma cantidad de aire ordinario.

Para esplicar la formacion del ácido carbónico i del vapor de agua en la respiracion de los animales, Lavoisier i Lagrange admitieron que el oxíjeno del aire, puesto en presencia de la sangre venosa en las células del pulmon, le quita una porcion de su carbono i de su hidrójeno convirtiéndolos en ácido carbónico i en vapor de agua : de ahí la trasformacion de la sangre venosa en sangre arterial, i la produccion del *calórico animal.* Para hacer comprender mejor esta be-

la teoría de la respiracion, referiremos aquí el pasaje consagrado por el mismo Lavoisier a su esposicion.

«Partiendo de los conocimientos adquiridos i reduciéndonos a las ideas simples que cada uno pueda fácilmente adquirir, diremos desde luego que la respiracion no es mas que una combustion lenta de carbono e hidrójeno, que es en todo semejante a la que se opera en una lámpara o en una vela que arde, i que, bajo este punto de vista, los animales que respiran son verdaderos cuerpos combustibles que arden i se consumen.

«En la respiracion como en la combustion, el aire de la atmósfera es el que suministra el oxíjeno i el calórico; pero como en la respiracion el combustible es suministrado por la sustancia misma del animal, por la sangre, si los animales no reparasen habitualmente por los alimentos lo que pierden por la respiracion, el aceite faltaria bien pronto a la lámpara, i el animal pereceria como una llama que se apaga cuando falta el combustible.

«Las pruebas de esta identidad de efectos entre la respiracion i la combustion del aceite se deducen inmediatamente de la esperiencia. En efecto, el aire que ha servido para la respiracion no contiene, al salir del pulmon, la misma cantidad de oxíjeno; contiene no solamente el gas ácido carbónico en mayor proporcion, sino tambien mucha mas agua que la que contenia ántes de la aspiracion: ahora, como el aire vital no puede convertirse en agua sino por una adicion de hidrójeno, i como esta doble combinacion no puede operarse sin que el aire vital pierda una parte de su calórico específico, resulta de ello que el efecto de la respiracion es el estraer de la sangre una porcion de carbono i de hidrójeno, i de depositar en su lugar una porcion de su calórico específico, que, durante la circulacion, se distribuye con la sangre en todas las partes de la economía animal i mantiene poco mas o ménos constante esta temperatura, lo que se observa en todos los animales que respiran.

«Se dirá que esta analojía que existe entre la respiracion i la combustion no se habia escapado a los poetas, o mas bien, a los filósofos de la antigüedad, de los cuales eran los intérpretes i los órganos. Este fuego robado al cielo, esta antorcha de Prometeo, no presenta solamente una idea injeniosa i práctica, es la pintura fiel de las operaciones de la naturaleza. Se puede por consiguiente decir con los antiguos, que la antorcha de la vida se enciende en el momento en que el niño respira por primera vez i que no se apaga sino con la muerte.

«Considerando relaciones tan felices, a veces se vé uno tentado a creer que, en efecto, los antiguos habian penetrado, mucho ántes de lo que pensamos, en el santuario de los conocimientos, i que la fábula, como algunos autores lo han pensado, no es mas que una alegoría bajo la cual ocultaban las verdades de la medicina i de la física.»—(Lavoisier, *Mémoire de chimie.*)

Así, el fenómeno de la respiracion es una verdadera combustion, enteramente análoga a las combustiones ordinarias. Esta grande idea de Lavoisier ha sido confirmada mas i mas por los trabajos modernos; solamente el ilustre químico colocaba el sitio de esta combustion en los pulmones. MM. Edwards i Magnus han demostrado despues, que no solamente se opera en los pulmones, sino tambien en todo el aparato circulatorio. La sangre venosa que llega a los pulmones absorbe el oxíjeno aspirado i suelta el ácido carbónico del cual se ha cargado para trasformarse en sangre arterial. Así provista de oxíjeno, la sangre arterial vuelve al corazon que la lanza a las arterias i de ahí a los vasos capilares, en donde se opera la formacion del ácido carbónico que disuelve i arrastra la sangre venosa.

Segun MM. Dulong i Despretz, la *combustion respiratoria* no representaria mas que las nueve décimas partes del calórico animal producido; pero M. Dumas ha demostrado despues que, conforme a las ideas de Lavoisier, todo el calórico animal proviene de la respiracion i que puede medirse por la cantidad de carbon i de hidrójeno quemado durante este acto.

Resulta de análisis recientes, que un hombre de fuerza media consume en 24 horas 592 gramos de oxíjeno para quemar 166 gramos de carbono i 19 gramos de hidrójeno, lo que da cerca de 307 litros de ácido carbónico i 171 gramos de agua. El volúmen de ácido carbónico espulsado en cada respiracion representa los cuatro centésimos del volúmen de aire aspirado.

176. Descomposicion del acido carbonico en las plantas.—Los vejetales respiran como los animales, pero su respiracion se hace, por decirlo así, en sentido inverso. En efecto, miéntras que los animales absorben el oxíjeno del aire atmosférico para quemar el carbono i formar ácido carbónico, los vejetales al contrario absorben el ácido carbónico i le descomponen para fijar en su tejido el carbono i dejar en libertad al oxíjeno.

A veces hai necesidad, para que esta descomposicion se produzca, de los rayos directos del sol. Si se colocan hojas vivas bajo una campana llena de agua i se espone al sol, se vé bien pronto desprenderse de su superficie burbujas de gas el cual se reune en la parte superior de la campana. Recojiendo este gas i analizándolo, se encuentra que está formado casi en su totalidad por el oxíjeno puro. Se ha reconocido por esperiencias precisas, que este oxíjeno proviene de la descomposicion del ácido carbónico contenido en las hojas. Segun los análisis de Saussure, 2/3 solamente del oxíjeno son exhalados por la planta, miéntras que 1/3 es retenido para servir a su nutricion.

En la oscuridad i aun a la luz difusa, se produce un fenómeno inverso. La planta absorbe el oxíjeno i desprende ácido carbónico. La cantidad de ácido carbónico espedida es tanto mayor cuanto ménos intensa es la luz; pero en todos los casos, es siempre mas pequeña que

la del oxíjeno absorbido. Durante mucho tiempo se ha considerado el ácido carbónico exhalado por las plantas en la oscuridad como formado por el carbon de la planta i el oxíjeno del aire; pero M. Dumas i un gran número de químicos, piensan que este ácido carbónico es el que las raices han absorbido del suelo, i que atraviesa simplemente la planta sin descomponerse.

En resúmen, el fenómeno esencial de la respiracion de los vejetales consiste en la descomposicion, bajo la influencia de la luz solar, del ácido carbónico absorbido por las hojas en la atmósfera o tomado por las raices en el suelo. Esta descomposicion se efectúa únicamente en las partes verdes. El oxíjeno es exhalado, miéntras que el carbono, combinándose con los elementos del agua, forma los principios inmediatos de los cuales se forman los tejidos fundamentales de la planta.



XIV.

Oxido de carbono.—Sus efectos venenosos.—Hidrójeno carbonado.—Gas de alumbrado.—Llama.

Oxido de carbono, CO. Sus efectos venenosos.

177. Historia.—El descubrimiento del óxido de carbono fué hecho por Priestley. Calentando fuertemente una mezcla de óxido de zinc i de carbono, este químico obtuvo un gas inflamable que tomó por hidrójeno carbonado. Mas tarde Clemente Desormes demostró que este gas está formado de carbono i oxíjeno.

178. Propiedades fisicas.—El óxido de carbono es un gas incoloro, inodoro, insípido i casi insoluble en el agua; su densidad es $=0,967$. No se le ha podido liquidar hasta el dia.

179. Propiedades quimicas.—El óxido de carbono no se descompone por el calor ni por la luz; es un cuerpo completamente neutro. Arde en contacto del aire o del oxíjeno, con una llama azul característica i se trasforma en ácido carbónico.

El cloro obra de una manera mui notable sobre el óxido de carbono. Cuando se mezclan en una probeta volúmenes iguales de estos dos gases i se espone la mezcla a la accion directa de la luz solar, el volúmen del gas disminuye en la mitad i se trasforma en un nuevo cuerpo de un olor sofocante, de un sabor fuertemente ácido i que se designa bajo el nombre de *ácido cloroxicarbónico.* Este ácido tiene por fórmula CO, Cl; representa exactamente la composicion del ácido

carbónico, en el cual un equivalente de oxíjeno está reemplazado por un equi. de cloro.

Los demas metaloides i todos los metales, a escepcion del potasio i del sodio, no tienen accion sobre el óxido de carbono. Como se vé, es un cuerpo mui estable.

180. Efectos venenosos del oxido de carbono.—Se ha creido durante mucho tiempo que la asfixia producida por el *vapor de carbono*, es decir por el gas que se desprende cuando el carbon arde en contacto del aire, era debido solamente al ácido carbónico. Las esperiencias de M. Leblanc han probado que el óxido de carbono, que se forma en mayor o menor cantidad siempre que el carbono arde al aire libre, es el ajente principal de la asfixia. El óxido de carbono es en efecto mucho mas venenoso que el ácido carbónico. Un pájaro perece en una atmósfera que solo contenga $\frac{1}{100}$ de este gas. El malestar, los vértigos, los dolores de cabeza que se se esperimentan en una cámara mal ventilada en la cual hai carbon en combustion, se deben principalmente al óxido de carbono.

181. Composicion del óxido de carbono.—La composicion del óxido de carbono se determina por medio del análisis eudiométrico, del cual resulta que *el óxido de corbono solo contiene la mitad de su volúmen de oxíjeno*, lo que da en peso,

Carbono...................	42,86
Oxíjeno..,.................	57,14
	100,00

números que se encuentran en la relacion de 75, equi. del carbon, a 100, equi. del oxíjeno.

182. Preparacion.—El óxido de carbono no existe en la naturaleza ; se forma, como ya lo hemos dicho, siempre que el carbon en exceso arde en contacto del aire, es decir, con una cantidad insuficiente de oxíjeno. Se le prepara en los laboratorios por tres procedimientos diferentes : 1.° tratando el ácido oxálico por el ácido sulfúrico concentrado ; 2.° haciendo pasar una corriente de ácido carbónico sobre el carbono enrojecido ; 3.° calentando fuertemente una mezcla de óxido de zinc i carbon.

1.er *Procedimiento.*—Se introduce en un matraz (fig. 28) ácido oxálico cristalizado, sobre el cual se vierte 5 o 6 veces su peso de ácido sulfúrico concentrado. Entre el matraz i la probeta en que se reco-

je el gas, se dispone un frasco lavador que contiene una disolucion de potasa cáustica, al traves de la cual debe pasar el gas ántes de ir a la probeta.

Teoría.—El ácido oxálico, cuya fórmula es $C_2O_3,3HO$, puede ser considerado como formado de un equi. de óxido de carbono unido a un equivalente de ácido carbónico, bajo la influencia de cierta cantidad de agua. Ahora, como el ácido sulfúrico es mui ávido de agua, descompone al ácido oxálico apoderándose de los 3 equi. que contiene, i se obtiene así una mezcla de óxido de carbono i de ácido carbónico :

$$C^2O^3,3HO+SO^3=CO+CO^2+SO^3,3HO.$$

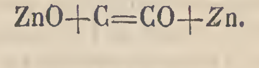
El ácido carbónico es absorbido por la potasa que contiene el frasco lavador, i el óxido de carbono se dirije a la probeta.

2.° *Procedimiento.*—Se hace pasar una corriente de ácido carbónico sobre carbones enrojecidos en un tubo de porcelana : el ácido carbónico se apodera de un equivalente de carbono, i todo se trasforma en óxido de carbono :

$$CO^2+C=2CO.$$

3.er *Procedimiento.*—Cuando se calienta un óxido metálico con carbon, se obtiene ácido carbónico u óxido de carbono, segun la mayor o menor facilidad que tenga el óxido para ceder su oxíjeno al carbono (*). Si tomamos por consiguiente un óxido difícil de reducir, tal como el óxido de zinc, i se le calienta hasta el calor rojo en una retorta de greda en contacto del carbon, se obtendrá óxido de carbono i zinc al estado metálico :

$$ZnO+C=CO+Zn.$$



Hidrójeno carbonado.

183. Combinaciones del carbono con el hidrójeno.—El carbono forma con el hidrójeno un gran número de combinaciones. Muchos aceites esenciales, tales como la esencia de trebentina, el aceite de nafta, etc., son esclusivamente formados de carbono e hidrójeno.

(*) Todos los óxidos metálicos, a escepcion de los óxidos de calcio, de bario, de estroncio i los de los metales correspondientes a las dos primeras secciones, son reductibles por el carbono.

El estudio de estos compuestos pertenece a la química orgánica; solo nos ocuparemos aquí de dos combinaciones minerales del carbono i del hidrójeno, conocidas bajo los nombres de *hidrójeno protocarbonado* e *hidrójeno bicarbonado.*

Hidrójeno protocarbonado, C^2H^4.

184. Propiedades fisicas.—El *hidrójeno protocarbonado*, que aun se designa con el nombre de *gas de los pantanos*, porque se desprende naturalmente del légamo de las aguas estancadas, es un gas incoloro, inodoro, insípido i mui poco soluble en el agua. Su densidad es = 0,559.

185. Propiedades quimicas.—El hidrójeno protocarbonado arde en contacto del aire con una llama azuleja, dando lugar a la formacion de agua i ácido carbónico. Una mezcla de cloro e hidrójeno protocarbonado detoná violentamente bajo la accion directa de los rayos solares, i muchas veces aun a la luz difusa. El cloro se une al hidrójeno para formar ácido clorhídrico, i queda un depósito de carbon :

$$C^2H^4+4Cl=4HCl+2C.$$

186. Composicion.—La composicion de este gas se encuentra por el análisis eudiométrico, del cual resulta que *el hidrójeno protocarbonado contiene, en* 100 *partes al volúmen*, 200 *de hidrójeno i* 50 *de vapor de carbono.* Esta composicion se encuentra confirmada por el valor de la densidad del hidrójeno protocarbonado. Se da a este gas la fórmula C^2H^4.

187. Estado natural.—El hidrójeno protocarbonado se forma, como lo hemos dicho, en el légamo de los pantanos i de todas las aguas estancadas ; proviene de la descomposicion de las materias orgánicas que estas aguas encierran en gran cantidad. Este gas se desprende aun de la tierra en diferentes puntos del globo, en donde sirve para mantener fuegos naturales que se utilizan a veces para la fabricacion de la cal i de las vasijas de barro. El hidrójeno protocarbonado se desprende tambien de ciertas minas de hulla. Como es mas lijero que el aire, tiende a acumularse en la parte superior de las galerías, en donde forma mezclas esplosivas que dan lugar muchas veces a graves accidentes. A veces se encuentra tambien este gas encerrado en ciertos pedazos de sal gemma. Todas las sustancias ricas en hidrójeno i en carbono, como la hulla, los cuerpos grasosos i resinosos, desprenden este gas por destilacion.

188. PREPARACION.—Puede prepararse fácilmente el hidrójeno protocarbonado ajitando con un baston el légamo de los pantanos, i recojiendo en un frasco lleno de agua i provisto de un largo embudo (fig. 45) las burbujas de gas que se desprenden. Pero el gas que se obtiene de este modo nunca es puro; contiene siempre cierta cantidad de azoe i de ácido carbónico.

Se prepara en los laboratorios el hidrójeno protocarbonado, calentando lijeramente en un matraz una mezcla de una parte de acetato de sosa i de 3 partes de barita. El hidrójeno protocarbonado se desprende i queda en el matraz una mezcla de carbonato de sosa i de carbonato de barita.

Teoría.—El ácido acético, cuya fórmula es $C_4H^4O_4$, puede ser considerado como formado por 1 equi. de hidrójeno protocarbonado C^2H_4 i de 2 equi. de ácido carbónico $2CO^2$, lo que esplica el desprendimiento de este gas i la formacion de los carbonatos de sosa i barita.

$$NaO,C^4H^4O_4+BaO=C^2H^4+(NaO,CO^2+BaO,CO\ ).$$

189. Usos.—El hidrójeno protocarbonado no tiene usos en el estado puro; pero forma parte del gas de alumbrado, del cual nos ocuparemos mui pronto.

Hidrójeno bicarbonado, C^4H^4

190. HISTORIA.—El *hidrójeno bicarbonado* fué descubierto a fines del último siglo por los químicos holandeses. Se le designa algunas veces bajo el nombre de *gas olefiante,* porque forma con el cloro una materia aceitosa que se llama *aceite de los holandeses.*

191. PROPIEDADES FISICAS.—El hidrójeno bicarbonado es un gas incoloro, de un olor empireumático i etéreo, mui poco soluble en el agua; su densidad es = 0,985. Puede liquidarse por medio de una presion de muchas atmósferas, o por el enfriamiento que produce una mezcla de ácido carbónico sólido i éter.

192. PROPIEDADES QUÍMICAS.—El hidrójeno bicarbonado se descompone por la accion del calor o de una serie de chispas eléctricas; produce entónces un volúmen de hidrójeno doble del suyo i un depósito de carbon. Este gas es eminentemente combustible; arde en contacto del aire con una llama mui hermosa i brillante, produce

agua, ácido carbónico i un depósito de carbon que escapa a la combustiou.

El azufre al calor rojo descompone al hidrójeno bicarbonado; se forma ácido sulfhídrico i un depósito de carbon. El cloro obra de dos modos diferentes sobre el hidrójeno bicarbonado, segun la temperatura a la que tenga lugar la reaccion.

1.° Si se mezcla 1 volúmen de hidrójeno bicarbonado con 2 volúmenes de cloro, i se introduce en esta mezcla una cerilla encendida, el gas se inflama al instante i se obtienen 4 volúmenes de ácido clorhídrico i un abundante depósito de carbon:

$$C^4H^4+4Cl=4HCl+4C.$$

Esta combinacion se hace instantáneamente i con esplosion bajo la influencia de los rayos solares.

2.° Si se espone a la luz difusa i a la temperatura ordinaria una mezcla de dos volúmenes iguales de hidrójeno bicarbonado i de cloro, los dos gases se combinan casi inmediatamente i dan lugar a la formacion de un líquido aceitoso, volátil, de un olor etéreo, conocido bajo el nombre de *licor* o *aceite de los holandeses.*

Un volúmen de hidrójeno bicarbonado i 3 de oxíjeno forman una mezcla que detona con estremada violencia al aproximarle una cerilla encendida o bajo la influencia de la chispa eléctrica, se forma agua i ácido carbónico.

193. Composicion.—El análisis del hidrójeno bicarbonado se hace del mismo modo que el del hidrójeno protocarbonado, i resulta que 100 partes al volúmen de este gas, contienen 200 *de hidrójeno* i 100 *de vapor de carbono*. Se da a este gas la fórmula C^4H_4.

194. Preparacion.—El hidrójeno bicarbonado no existe en la naturaleza; se le obtiene en estado puro, calentando en un matraz (fig. 42) una mezcla de una parte en peso de alcohol i de cuatro partes de ácido sulfúrico concentrado. La temperatura debe elevarse hasta la ebullicion de la mezcla, es decir, hasta 160 o 180 grados.

Teoría.—El alcohol, cuya fórmula es $C^4H^6O^2$, puede ser considerado como formado por 1 equi. de hidrójeno bicarbonado C^4H^4 i de 2 equi. de agua $2HO$; el ácido sulfúrico quita al alcohol los 2 equi. de agua i le trasforma así en hidrójeno bicarbonado:

$$C^4H^6O^2+SO^3=C^4H^4+2HO+SO^3.$$

Observacion.—Se produce casi siempre en esta operacion una cierta cantidad de éter, de vapor de agua, de ácido carbónico i de ácido sulfuroso. Estos dos últimos gases resultan de la reaccion recípro-

ca del carbono que contiene el alcohol i del ácido sulfúrico. En cuanto al éter, es fácil comprender su formacion: la fórmula de este cuerpo es C^4H^5O, no difiere, como se vé, de la del alcohol $C^4H^6O^2$ mas que por un equi. de agua HO. Al principio de la esperiencia, cuando la temperatura todavía no está mui elevada, el ácido sulfúrico, en lugar de tomar del alcohol dos equi. de agua, toma solo uno, lo que da lugar a la produccion del éter, como lo representa la fórmula siguiente

$$C^4H^6O^2+SO^3=C^4H^5O+HO+SO^3.$$

195. Uso.—El hidrójeno bicarbonado hace parte del gas de alumbrado, del cual pasamos a ocuparnos.

Gas de alumbrado.

196. Historia.—El descubrimiento del alumbrado por el gas pertenece a Philippe Lebon, injeniero frances. En una memoria que publicó en 1801, anunció la posibilidad de obtener por la destilacion de la leña i de las materias grasas, un gas inflamable con el cual se podia producir una intensa i bella luz. Philippe Lebon tuvo la suerte de la mayor parte de los grandes inventores: sus ideas fueron acojidas con indiferencia, i murió sin haber podido realizarlas en su patria; pero la Inglaterra supo bien pronto aprovecharse de ellas: en 1805, muchos fabricantes de Birmingham, entre otros los obreros del célebre Watt, fueron alumbrados por el gas que proviene de la destilacion de la hulla. La primera fábrica de alumbrado público fué establecida en Lóndres en 1810. Solo ocho años mas tarde, en 1818, fué cuando se introdujo en Francia esta clase de alumbrado.

197. Composicion.—El gas de alumbrado que proviene de la destilacion de la hulla está esencialmente formado de hidrójeno protocarbonado e hidrójeno bicarbonado, mezclados en proporciones mui variables. Sobre 100 partes de gas se encuentran jeneralmente 85 a 88 de hidrójeno protocarbonado i 12 a 15 de hidrójeno bicarbonado. Este gas contiene ademas una cierta cantidad de hidrójeno, de azoe, de óxido de carbono, de ácido sulfhídrico, i algunos carburos volátiles que le comunican un olor particular i del cual es imposible librarlo enteramente.

198. Preparcion.—Se puede obtener el gas de alumbrado por la destilacion de un gran número de materias orgánicas ricas en carbono i en hidrójeno, tales como las grasas, los aceites, la cera, las resinas, el orujo de uva, etc. Se prefiere jeneralmente estraerle de la

hulla, porque esta materia es mui comun, de un precio poco elevado i suministra, independientemente del gas, un combustible mui precioso, el cok.

Los aparatos de que se hace uso para estraer de la hulla el gas de alumbrado, se componen de cilindros de fundicion colocados horizontalmente en un horno de albañilería. Se introduce en estos cilindros la hulla i se calienta hasta el rojo cereza. El gas que se desprende va desde luego, por medio de una serie de tubos colocados en la parte anterior de los cilindros, a un condensador lleno de agua, en seguida a un depurador que contiene cal viva, la cual le quita en gran parte el ácido sulfhídrico ; de ahí pasa el gas al *gasómetro* (fig. 47), que le sirve desde luego de receptáculo, i que le distribuye en seguida en los lugares en que debe ser consumido.

Este aparato está formado de una gran campana cilíndrica de palastro *A*, abierta por abajo i cerrada por encima, que descansa sobre el agua contenida en una fuente *B*, construida de albañilería. Dos tubos de fundicion *T* i *T'* comunican con el interior de la campana, en la cual se levantan hasta un poco mas arriba que la superficie del agua. El tubo *T*, en comunicacion con el aparato que produce el gas, le conduce al interior de la campana ; el otro tubo *T'*, forma la arteria principal que debe conducir el gas por todas las ramificaciones de la cañería que sirve para la distribucion. Estos dos tubos están provistos de llaves que se abren i se cierran alternativamente. Cuando se carga el gasómetro, la llave del tubo de distribucion *T'* está cerrada, miéntras que la del tubo de recepcion *T*, que comunica con el aparato está abierta; un contrapeso *C* sostiene la campana a fin de disminuir la presion interior. Cuando se trata de distribuir el gas, se cierra la llave del tubo de recepcion, se abre la del tubo de distribucion i se quita el contrapeso. El peso de la campana convenientemente calculado, basta entónces para arrojar el gas por todos los tubos de la cañería hasta los quemadores en que se enciende.

El carbon que se encuentra en los cilindros despues de la destilacion de la hulla lleva el nombre de *cok*, del cual hemos hecho conocer sus propiedades anteriormente.

199. Llama.—La *llama* es el resultado de la combustion de un gas o vapor. Su poder luminoso varia con los productos de esta combustion. Cuando una llama no encierra materias sólidas, su luz es débil, sin brillo i como trasparente : tales son las llamas del hidrójeno, del óxido de carbono, del alcohol, del azufre cuando arde en el oxíjeno, etc. Cuando por el contrario, se forma en la llama una materia sólida i fija que puede ponerse incandescente, la luz que da esta llama es viva i mui luminosa. Así el fósforo, que forma al arder en el aire ácido fosfórico sólido, produce una llama mui viva ; lo mismo sucede con el zinc. Por esta razon es que las llamas del gas de alumbrado, de las velas i de las lámparas son mui luminosas ; estas

llamas son en efecto formadas por el hidrójeno carbonado, el cual esperimenta una combustion incompleta i abandona carbon mui dividido que se pone incandescente. Podemos hacer mui brillante una llama artificialmente, colocando en ella cuerpos sólidos, tales como fragmentos de cal viva, hilos de platino o diamante.

Observacion.—La temperatura de una llama no está en relacion con su poder luminoso: así, la llama del hidrójeno, que es apénas visible, produce mucho calor.

200. Composicion de la llama.—La llama que produce un cuerpo simple en combustion es homojénea en todas sus partes; no sucede lo mismo con la de un cuerpo compuesto. Si consideramos atentamente la llama de una vela, veremos en ella 4 partes distintas: 1.° en la base se produce una zona *a* (fig. 48) de un azul oscuro que se adelgaza alejándose de la mecha; esta zona está formada por vapor combustible cuya temperatura no es todavía bastante elevada para que pueda arder fácilmente; 2.° en el centro hai un cono oscuro i amarillento *b*, en el cual por falta de oxíjeno no tiene lugar la combustion del vapor; 3.° este cono oscuro está envuelto por una cubierta mui brillante *c* que constituye la parte luminosa de la llama, parte en la cual la combustion es incompleta, i en que se verifica un depósito de carbon; 4.° esta cubierta brillante está rodeada por una capa esterior *d* mui poco luminosa, i cuyo mayor espesor corresponde al vértice de la llama; en esta capa la combustion es completa, i la temperatura que en ella se desarrolla es mui elevada. Estas diferentes partes de la llama se utilizan en mineralojía para los ensayes al soplete.

XV.

METALES I SUS COMPUESTOS.

Metales.—Sus propiedades jenerales i su clasificacion.

Metales.

201. Definicion de los metales.—Los metales son cuerpos simples, buenos conductores del calórico i la electricidad, dotados de un brillo particular que se llama *brillo metálico*; pero lo que establece la diferencia mas esencial entre los metaloides i los metales, es la propiedad que tienen estos últimos de formar, combinándose con el oxíjeno, uno o muchos óxidos o bases capaces de neutralizar los ácidos.

Propiedades jenerales de los metales.

202. Propiedades de los metales.—Las propiedades de los metales se dividen en físicas i químicas.

1.° Propiedades fisicas.—Las propiedades físicas de los metales son : la densidad, la tenacidad, la maleabilidad, la ductilidad, la fusibilidad, la conductibilidad para el calórico i para la electricidad, el brillo, el color i la forma cristalina.

Densidad.—La densidad de los metales es jeneralmente mui considerable. Todos, a escepcion del potasio i del sodio, son mas densos que el agua. La tabla siguiente indica la densidad de los principales metales, comparada con la del agua tomada en su máximun de densidad.

TABLA DE LAS DENSIDADES DE LOS PRINCIPALES METALES.

Platino laminado.....	22,069	Cobalto.............	7,811
Oro fundido.........	19,301	Hierro en barra......	7,788
Mercurio............	13,548	Hierro fundido.......	7,207
Plomo fundido.......	11,352	Zinc................	6,861
Plata fundida........	10,474	Manganeso..........	7,500
Bismuto fundido......	9,822	Antimonio..........	6,712
Cobre fundido.......	8,788	Cromo..............	5,900
Cadmio.............	8,604	Sodio..............	0,972
Niquel..............	8,279	Potasio.............	0,865

Tenacidad.—La tenacidad es la propiedad que tienen los hilos metálicos de resistir a atracciones mas o ménos considerables ejercidas en el sentido de su lonjitud. Esta propiedad varía mucho segun los metales, i para un mismo metal varía igualmente segun su estado de pureza i su estado molecular.

El hierro es el metal mas tenaz de todos; despues de él vienen, en el órden de tenacidades decrecientes, el cobre, el platino, la plata, el oro, el zinc, el estaño i el plomo.

Maleabilidad.—Se llama así la propiedad que tienen algunos metales de dejarse reducir a hojas o láminas mui delgadas bajo la accion del martillo o del laminador. El oro es el mas maleable de todos los metales; siguen despues la plata, el cobre, el estaño, el platino, el plomo, el zinc i el hierro.

Ductilidad.—Esta propiedad se refiere a la facilidad mas o ménos grande con que los metales se dejan reducir a hilos cuando se les estira pasándoles por la *hilera.* (*) El oro es tambien el metal mas dúctil de todos; siguen despues la plata, el platino, el hierro, el cobre, el zinc, el estaño i el plomo.

Se vé que, a escepcion del oro i de la plata, los metales mas dúctiles no son al mismo tiempo los mas maleables. Así el hierro, que ocupa el 4.° lugar en el órden de ductilidad, es mui poco maleable.

Fusibilidad.—Todos los metales se funden por la accion del calor i aun algunos se volatilizan. La tabla siguiente dará una idea de los diferentes grados de temperatura que necesitan, para fundirse, los diferentes metales.

(*) Este instrumento consiste en una placa de acero en la cual se han abierto varios agujeros de diámetros diferentes i cuyos bordes están adelgasados.

TABLA DE LA FUSIBILIDAD DE LOS DIFERENTES METALES.

Mercurio	—39°	Manganeso, Niquel	hácia 2000°
Potasio	+58		
Sodio	90	Hierro forjado	2118
Estaño	228	Molibdeno	Infusibles al fuego de forja; fusibles a la temperatura del soplete de hidrójeno i oxíjeno.
Bismuto	246	Cromo	
Plomo	335	Tungsteno	
Zinc	370	Cerio	
Antimonio	432	Osmio	
Plata	1022	Iridio	
Cobre	1092	Rodio	
Oro	1102	Platino	

Conductibilidad para el calórico i para la electricidad.—Hemos dicho que todos los metales son buenos conductores del calórico i de la electricidad. Segun MM. Despretz i Becquerel, los principales metales pueden ser colocados, con relacion a su conductibilidad para el calórico i la electricidad, en el órden que indica la tabla siguiente :

TABLA DE LA CONDUCTIBILIDAD DE LOS PRINCIPALES METALES PARA EL CALORICO I LA ELECTRICIDAD.

Conductibilidad para el calórico.

Oro	10000	Hierro	3743
Platino	9810	Zinc	3638
Plata	9730	Estaño	3039
Cobre	8932	Plomo	1769

Conductibilidad para la electricidad.

Cobre	10000	Hierro	1580
Oro	9360	Estaño	1550
Plata	7360	Plomo	830
Zinc	2850	Mercurio	345
Platino	1880	Potasio	133

Brillo i color.—Todos los metales, cuando se encuentran en masas mas o ménos voluminosas, reflejan la luz con mucha fuerza i presentan ese brillo particular que se llama *brillo metálico.* Reducidos a polvo

fino, pierden su brillo i toman entónces un color gris mas o ménos subido; pero basta frotarlos con un cuerpo duro i pulido para devolverles inmediatamente su color i brillo primitivos. La mayor parte de los metales son blancos o lijeramente grises; sin embargo, hai algunos, como el oro i el cobre que presentan colores mas pronunciados. Estos colores dependen de las proporciones en las cuales se reflejan sobre la superficie de los metales los diversos rayos simples del espectro.

Formas cristalinas.—Todos los metales pueden tomar formas cristalinas cuando se encuentran colocados en las condiciones favorables a su cristalizacion; la forma cristalina que afectan jeneralmente es el cubo o el octaedro. Casi todos los metales cristalizan cuando se les deja enfriar lentamente despues de su fusion. De este modo se hace cristalizar el bismuto, el antimonio, el plomo, el estaño, etc. Se determina tambien la cristalizacion de ciertos metales separándolos lentamente de sus disoluciones, sea por medio de fuerzas electroquímicas débiles, o sea por la accion de otro metal. Si se sumerjen, por ejemplo, dos hilos de cobre que comuniquen con los dos polos de una pila de Daniel, en una disolucion de sulfato de cobre, se vé mui pronto depositarse pequeños cristalitos de cobre en el hilo negativo miéntras que el hilo positivo se disuelve poco a poco. De la misma manera, si se vierte una disolucion de nitrato de plata sobre el mercurio, se vé casi al mismo tiempo formarse sobre la superficie de este metal numerosos cristales de plata metálicos que se agrupan formando figuras de ramos de árboles (*árbol de Diana*). De esta manera se obtiene tambien la cristalizacion de plomo conocida con el nombre de *árbol de Saturno*; basta sumerjir en una disolucion de acetato de plomo un trozo de zinc suspendido por un hilo de cobre; el plomo separado de la disolucion por el zinc que le reemplaza, se deposita sobre este metal en láminas brillantes que presentan el aspecto de hojas de helecho. Los metales que se encuentran en la naturaleza al estado nativo, tales como el oro, la plata, el cobre, etc., son siempre cristalizados.

2.° Propiedades químicas.—Las propiedades químicas de los meteles descansan sobre la manera como se comportan estos cuerpos con los metaloides i sus compuestos. Estas propiedades las estudiaremos en los números siguientes, en que trataremos de la accion del oxíjeno, del azufre, del cloro, etc., sobre los metales.

Clasificacion de los metales.

203 Principios en que se apoya la clasificacion de los metales. —La clasificacion de los metales, tal como ha sido propuesta por

Thénard, se apoya esclusivamente sobre los diferentes grados de afinidad de estos cuerpos con el oxíjeno. Esta afinidad puede ser apreciada:

1.° Por la accion que el oxíjeno seco ejerce directamente sobre los metales a diversas temperaturas.

2.° Por la accion del calor sobre los óxidos metálicos;

3.° Por la accion descomponente de los metales sobre el agua, ya sea directamente o en presencia de ácidos enérjicos. Fundándose en estas consideraciones Thénard dividió los metales en 6 *secciones* o *grupos*. Daremos aquí esta clasificacion con las modificaciones que le ha hecho M. Regnault.

1.ª *Seccion.*—Metales que absorben oxíjeno a toda temperatura, aun a las mas elevadas, i que descomponen el agua a la temperatura ordinaria, produciendo un gran desprendimiento de hidrójeno.

Estos son:

El potasio,	El bario,
El sodio,	El estroncio,
El litio,	El calcio.

Los tres primeros llevan el nombre de *metales alcalinos*, los tres últimos el de *metales alcalinos-terrosos*.

2.ª *Seccion.*—Metales que absorben el oxíjeno a temperaturas mas elevadas i cuyos óxidos no son reductibles por el calor. Estos metales no descomponen el agua a la temperatura ordinaria, pero lo hacen fácilmente a temperaturas superiores a 50°.

Estos son:

El magnesio,	El torio,
El manganeso,	El cerio,
El aluminio, (*)	El lantano,
El glucinio,	El didimo,
El circonio,	El erbio,
El itrio,	El terbio.

3.ª *Seccion.*—Metales que absorben el oxíjeno al calor rojo, cuyos óxidos no son reductibles por el calor i que no descomponen el agua sino a temperaturas superiores a 100°, pero inferiores al calor rojo. Estos metales descomponen el agua a la temperatura ordinaria mediante un ácido enérjico.

Estos son:

(*) Este metal debia colocarse, segun M. Sainte-Claire Deville, en la tercera seccion, al lado del hierro i del niquel.

El hierro,	El vanadio,
El niquel,	El zinc,
El cobalto,	El cadmio,
El cromo,	El urano.

4.ª *Seccion.*—Metales que absorben el oxíjeno al calor rojo i cuyos óxidos no se reducen por el calor. Estos metales descomponen fácilmente el agua al calor rojo; pero se distinguen de los pertenecientes a la tercera seccion, en que no descomponen el agua en presencia de ácidos enérjicos, pero lo hacen en presencia de bases enérjicas. Esta circunstancia depende de que estos metales forman bases mui débiles con el oxíjeno i ácidos poderosos con respecto a las bases enérjicas.

Estos son:

El tungsteno,	El estaño,
El molibdeno,	El antimonio,
El osmio,	El niobio,
El tántalo,	El pelopio,
El títano,	El ilmenio.

5.ª *Seccion.*—Metales que absorben el oxíjeno al calor rojo, cuyos óxidos no se reducen por el calor; no descomponen el agua hasta temperaturas mui elevadas, i en este caso lo verifican débilmente: tampoco descomponen el agua en presencia de ácidos fuertes, ni de bases poderosas.

Estos son:

El cobre,	El bismuto.
El plomo,	

6.ª *Seccion.*—Metales cuyos óxidos se reducen, por la sola accion del calor, a una temperatura mas o ménos elevada; estos metales no descomponen el agua en ninguna circunstancia para apoderarse de su oxíjeno.

Estos son:

El mercurio,	El paladio,
La plata,	El platino,
El rodio,	El rutenio,
El iridio,	El oro.

Esta clasificacion tan sencilla i tan fácil de retener, es la que se sigue jeneralmente hoi dia; los metales están agrupados en ella, como se vé, segun el órden de afinidad decreciente para con el oxíjeno.

Algunos químicos han propuesto otra clasificacion en la cual los metales se dividen en cuatro *grupos* o *clases*, a saber:

Primera clase.—*Metales alcalinos:* potasio, sodio, litio.

Segunda clase.—*Metales alcalino-terrosos:* calcio, bario, estroncio.

Tercera clase.—*Metales terrosos:* aluminio, magnesio, glucinio, circonio, itrio, erbio, terbio, torio, pelopio, niobio, cerio, lantano, didimo.

Cuarta clase.—*Metales propiamente dichos:* manganeso, hierro, cromo, zinc, cadmio, cobalto, niquel, estaño, títano, antimonio, bismuto, plomo, cobre, urano, molibdeno, vanadio, tungsteno, tántalo, mercurio, plata, oro, platino, osmio, iridio, rodio, paladio, rutenio.

204. ESTADO NATURAL I ESTRACCION DE LOS METALES.—Los metales se encuentran en la naturaleza bajo diversos estados. Algunos existen en *estado nativo*, es decir al estado de pureza a causa de su débil afinidad con el oxíjeno; tales son el oro, platino, plata, mercurio, etc. La mayor parte se encuentra en combinaciones con el oxíjeno, el azufre i el arsénico: tambien con el cloro, pero en menor número, lo mismo con el bromo, fluor, iodo, selenio i teluro; algunas veces se les encuentra en estado de carbonatos i silicatos.

Los metales i sus minerales se encuentran jeneralmente en los terrenos primitivos o en los terrenos de transicion, en donde se encuentran en masas mas o ménos considerables, o bien diseminado en venas i en riñones; muchas veces se les encuentra en los filones que atraviesan las capas mas antiguas del globo, en las montañas, en la arena de los rios, en el fondo de los lagos, etc.

Los diversos procedimientos de estraccion de los metales se reducen, de una manera jeneral, a las cuatro operaciones siguientes:

1.ª Si el metal se encuentra en estado de óxido, se le trata por el carbon a una temperatura elevada; su oxíjeno se une al carbono que pasa así al estado de óxido de carbono o de ácido carbónico, i el metal queda en libertad. Si se trata de un carbonato, se procede de la misma manera; el metal es puesto en libertad i se obtiene un desprendimiento de óxido de carbono.

2.ª Si el metal se encuentra en estado de súlfuro o de arseniuro, se le tuesta; el oxíjeno del aire trasforma el azufre o el arsénico en ácido sulfuroso o arsenioso, i convierte el metal en un óxido que se trata en seguida por el carbon.

3.ª Si el metal se encuentra al estado de una sal que no pueda descomponerse por el calor, tal como un silicato, por ejemplo, se le calcina con una base i con carbon. La base, que ordinariamente es la cal, se apodera del ácido silícico para formar un silicato, i el carbon reduce al óxido.

4.ª Si el metal se encuentra en estado nativo o de pureza perfecta, su estraccion solo exije medios mecánicos. Si se encuentra mezclado

con otros metales más oxidables, se le separa de estos últimos por medio de la tostion, que los trasforma en óxidos.



XVI.

Accion del oxíjeno sobre los metales.—Accion del aire seco i húmedo.—Accion del azufre, del cloro, del bromo, del iodo i del arsénico sobre los metales.—Aleaciones.—Sus propiedades jenerales.—Utilidad de las aleaciones.

Accion del oxíjeno, del aire seco i del aire húmedo sobre los metales.

205. Accion del oxíjeno sobre los metales.—Todos los metales, a escepcion de la plata, del oro, del platino, del paladio, del rodio i del iridio, se combinan directamente con el oxíjeno seco. El potasio, el sodio, i quizá algunos otros metales de la primera seccion, son los únicos que pueden combinarse directamente con este cuerpo a la temperatura ordinaria; los demas no lo absorben sino a una temperatura mas o ménos elevada.

Esta combinacion directa de un metal con el oxíjeno, es una verdadera combustion que tiene lugar con desprendimiento de calor, a veces considerable. Así, sabemos que cuando se inflama en un frasco lleno de oxíjeno un hilo de hierro enrollado en espiral, la enerjía de la combustion es tal, que el metal hace saltar en todas direcciones numerosas i vivas chispas. El zinc, calentado hasta el calor rojo, se volatiliza i arde en el oxíjeno con una llama mui luminosa.

La combustion de los metales en el oxíjeno es mucho mas viva i mas rápida cuando están mui divididos; hai algunos que en este estado pueden inflamarse espontáneamente en contacto del aire, tal es el hierro reducido por el hidrójeno. Cuando los metales están, por el contrario, en masas voluminosas, su combustion es mas lenta i mas difícil. No tenemos necesidad de agregar que el resultado de la combustion de un metal en el oxíjeno es siempre la formacion de un óxido.

206. Accion del aire seco.—Esta accion es exactamente la misma que la del oxíjeno seco; solo se diferencia en la intensidad, que es menor.

207. Accion del aire húmedo.—El aire húmedo obra en frio sobre casi todos los metales pertenecientes a las cinco primeras secciones. Así el hierro, que en el oxíjeno seco puede preservarse indefinidamente sin alteracion, se oxida rápidamete en el aire húmedo. Muchos otros metales se encuentran en el mismo caso. Se puede pues, decir

de un modo jeneral que, la presencia del vapor de agua en el aire favorece la oxidacion de los metales. Esta influencia de la humedad se ejerce de dos maneras diferentes: por una parte el vapor de agua tiende a combinarse con el óxido para formar un hidrato, lo que facilita la formacion de este óxido; por otra parte, al condensarse sobre la superficie del metal, contiene oxíjeno en disolucion, es decir, en el estado mas favorable para su combinacion.

Muchos metales, tales como el zinc, el cobre, el plomo, etc., no esperimentan en contacto del aire húmedo mas que una oxidacion superficial; la película de óxido que se forma en su superficie, proteje contra la accion del oxíjeno las partes interiores. Otros metales por el contrario, esperimentan una oxidacion profunda i completa. Así, una vara de hierro espuesta al aire húmedo se destruye enteramente por el *orin*. Se observa tambien que la oxidacion marcha mucho mas lijero, cuando se ha formado una cierta cantidad de óxido sobre la superficie del metal. Este fenómeno depende de una influencia eléctrica que surje durante la oxidacion. Hé aquí lo que sucede: la primera capa de óxido que cubre el metal, forma con él un par voltaico, del cual el hierro es el elemento electro-positivo; el metal es entónces atacado, no solamente por el oxíjeno del aire, sino tambien por el oxíjeno del agua que la electricidad descompone; de aquí proviene la marcha mas i mas rápida de la oxidacion. Por el contrario, si se pone el hierro en contacto con un cuerpo que sea el elemento electro-positivo del par voltaico, el oxíjeno se fija sobre este cuerpo i el hierro cesa de oxidarse: tal es el hierro cuya superficie está cubierta con una capa de zinc i que lleva el nombre de *hierro galvanizado*.

El aire atmosférico obra tambien sobre los metales por su ácido carbónico, el cual favorece la oxidacion por su tendencia a unirse con los óxidos formados. Así, las estátuas de bronce se cubren con el tiempo de una capa de carbonato de cobre; de la misma manera, el plomo i el zinc, espuestos al aire, se trasforman superficialmente en carbonato de plomo o de zinc.

Tal es la accion del aire sobre los metales. Se vé que esta accion es compleja i depende a la vez del oxíjeno, del vapor de agua i del ácido carbónico. Los metales de la última seccion son los únicos sobre los cuales el aire no tiene accion, esceptuando el mercurio, que a una temperatura próxima a su ebullicion, se oxida en contacto del aire.

208. Accion del azufre sobre los metales.—El azufre se combina directamente con todos los metales bajo la influencia de una temperatura mas o ménos elevada. Algunos metales pueden combinarse con este cuerpo aun a la temperatura ordinaria, si están bajo la influencia del agua.

La combinacion del azufre con los metales es, como la del oxíjeno, una verdadera combustion que muchas veces se efectúa con desprendimiento de calórico i luz. Así el cobre i el hierro arden en el vapor

de azufre con una viva incandescencia. Bajo este aspecto, como bajo muchos otros, se vé la analojía que existe entre el azufre i le oxíjeno.

209. Accion del cloro sobre los metales.—El cloro se combina directamente con la mayor parte de los metales, ya sea a la temperatura ordinaria o a una mas elevada. Esta combinacion da muchas veces lugar a un desprendimiento de calor i luz. Así, el potasio i el sodio arden en el cloro con una viva luz. Lo mismo sucede al antimonio reducido a polvo. Un hilo de hierro o de cobre calentado hasta el calor rojo i sumerjido en un frasco lleno de cloro, se pone incandescente i da lugar a un cloruro que cae gota a gota al fondo del frasco. Este ejemplo basta para hacernos ver lo poderosas de las afinidades del cloro para los metales.

210. Accion del bromo i iodo sobre los metales.—La accion del bromo i iodo sobre los metales es casi siempre igual a la del cloro; pero sus afinidades son mas débiles.

211. Accion del fosforo sobre los metales.—Los metales de la primera seccion se combinan fácilmente con el fósforo, cuando se les calienta en union con este cuerpo; pero los metales de las otras secciones no se alteran en igual caso: el fósforo se volatiliza ántes que la temperatura haya aumentado lo suficiente para producir una reaccion. Algunos metales de la tercera i quinta seccion pueden combinarse con cierta cantidad de fósforo, cuando se les calienta hasta una temperatura elevada en medio del vapor de este metaloide.

212. Accion del arsenico sobre los metales.—El arsénico se combina con los metales mucho mas fácilmente que el fósforo. Muchos arseniuros se obtienen directamente calentando una mezcla pulverulenta de metal i arsénico.

213. Aleaciones.—Se designa bajo el nombre de *aleacion* la combinacion o la simple mezcla de dos o mas metales. Ciertas aleaciones deben ser, en efecto, consideradas como verdaderas combinaciones químicas, cuyos elementos están en proporciones definidas: tales son las aleaciones cristalizadas. Pero hai otras, i son en mayor número, en las cuales los metales pueden estar unidos en proporciones variables e indeterminadas. Estas aleaciones no son mas que simples mezclas. Algunos químicos, sin embargo, las miran como un conjunto de muchas combinaciones diversas, que forman un todo de apariencia homojénea.

214. Propiedades de las aleaciones.—Las aleaciones ofrecen jeneralmente caractéres análogos a los metales que entran en su compo-

sicion: así, son opacas, brillantes, buenos conductores del calórico i la electricidad, etc.; pero se distinguen por muchas propiedades especiales que es importante conocer, i sobre las cuales se apoya su utilidad en las artes. Estas propiedades son la *fusibilidad*, la *dureza* i la *densidad*.

Fusibilidad.—Las aleaciones son siempre mas fusibles que el ménos fusible de los metales que entran en su composicion; algunas veces son mas fusibles que cada uno de ellos tomados separadamente. Así,

El plomo se funde a 335°
El estaño a 228°

La aleacion formada de *una* parte de plomo i *una* parte de estaño se funde a 241°, es decir, a una temperatura mucho mas baja que el metal ménos fusible.

La aleacion formada de *una* parte de plomo i de *dos* partes de estaño se funde a 196°, es decir a una temperatura mas baja que cada uno de los dos metales.

Mezclando 5 partes de plomo, 3 de estaño i 8 de bismuto, se obtiene una aleacion que se funde en el agua hirviendo, cuya temperatura es mucho menor que el grado de fusion de cada metal separado.

Cuando una aleacion está formada por metales cuyos grados de fusion están mui distantes unos de otros, puede descomponérsela, calentándola hasta una temperatura suficiente para fundir el metal mas fusible, e insuficiente para fundir el segundo metal; este fenómeno conocido bajo el nombre de *licuacion*, se utiliza en metalurjia para separar ciertos metales mezclados, por ejemplo, la plata i el plomo. Una aleacion compuesta de estos dos metales de los cuales uno es volátil i el otro fijo, se descompone igualmente cuando se le somete a la accion del calor; de este modo se separa el mercurio del oro i la plata; el zinc del cobre, etc.

Dureza.—Las aleaciones son jeneralmente mas duras, ménos dúctiles i mas quebradizas que lo son en término medio los elementos que la constituyen. El oro, que es mas dúctil de todos los metales, se hace duro i quebradizo cuando se le mezcla con una pequeña cantidad de plomo i de antimonio. El cobre pierde su ductibilidad cuando entra en combinacion con el estaño, aun en pequeña proporcion.

Ciertas aleaciones presentan la singular propiedad de perder su dureza a consecuencia del temple, que es lo inverso de lo que esta operacion produce en el acero. Así la aleacion compuesta de 80 partes de cobre i 20 de estaño es mui dura i quebradiza cuando ha sido

enfriada lentamente, miéntras que se hace dúctil i tan maleable como el cobre puro si se le templa, es decir, si despues de haberla calentado hasta el calor rojo, se le sumerje en un vaso lleno de agua fria.

Densidad.—La densidad de las aleaciones puede ser mayor o menor que la densidad media de los metales que la constituyen. Así, las densidades de las aleaciones de oro i estaño, de plata i plomo, de cobre i zinc, de antimonio i bismuto, etc., son mayores que las densidades medias de los metales que las componen; por el contrario, las densidades de las aleaciones de oro i plata, de cobre i plomo, de hierro i antimonio, etc., son siempre menores. Es de notar que las aleaciones cuya densidad es superior a la de sus elementos constituyentes, son siempre aquéllas que resultan de la union de metales que tienen mucha afinidad entre sí; lo contrario tiene lugar para los metales cuyas afinidades entre sí son débiles.

215. Utilidad de las aleaciones.—Las aleaciones tienen por objeto modificar las propiedades de ciertos metales que no pueden, en su estado de dureza, prestarse a los diferentes usos de la industria. Los metales que sirven para fabricar las principales aleaciones son doce, a saber:

Hierro,	Plomo,	Oro,
Estataño,	Antimonio,	Plata,
Cobre,	Bismuto,	Platino,
Zinc,	Niquel,	Mercurio.

A estos metales es necesario agregar el arsénico que entra en la composicion de algunas aleaciones, aun cuando este cuerpo pertenezca a la clase de los metaloides. Las aleaciones mas usuales son las de hierro i estaño: de hierro i zinc; de cobre i zinc; de cobre, de zinc i de niquel; de cobre i estaño; de plomo i estaño; de plomo i antimonio; de bismuto, de plomo i estaño; de plata i cobre; amalgama de estaño (mercurio i estaño;) amalgama de bismuto i amalgama de oro.

XVII.

Oxidos metálicos en jeneral. Sus propiedades físicas i químicas.—Accion del calor, del agua, del hidrójeno, del azufre, del cloro, del carbono, etc, sobre los óxidos.

Oxidos metálicos en jeneral. Sus propiedades físicas i químicas.

216. CLASIFICACION DE LOS OXIDOS METALICOS.—Los *óxidos metálicos* son compuestos binarios formados por la combinacion de un metal con el oxíjeno. Se les divide en cinco clases, a saber:

Primera clase. Los OXIDOS BASICOS.—Estos óxidos tienen por carácter esencial el combinarse facilmente con los ácidos para formar sales cristalizables. Ejemplos: los protóxidos de potasio KO, de sodio NaO, de hierro FeO, de plomo PbO; los bióxidos de cobre CuO^2 i de mercurio HgO^2.

Segunda clase. Los OXIDOS ACIDOS—Son los óxidos que, a semejanza de los ácidos propiamente dichos, se combinan con las bases para formar sales. Estos óxidos son en jeneral mui ricos en oxíjeno. Ejemplos: el ácido estánico SnO^2, el ácido mangánico MnO^3, el ácido crómico CrO_3, etc.

Tercera clase. Los OXIDOS INDIFERENTES.—Los óxidos que pertenecen a esta clase pueden hacer a la vez el papel de ácido i el de base: con una base poderosa como la potasa o sosa, son ácidos; con un ácido enérjico tal como el ácido sulfúrico o azótico, son bases. Ejemplo; la alúmina u óxido de aluminio Al^2O^3, el óxido de zinc ZnO, etc.

Cuarta clase. Los OXIDOS SINGULARES.—Estos óxidos no se combinan ni con los ácidos ni con las bases. Ejemplos: los bióxidos de bario BaO^2, de calcio CaO^2, de manganeso MnO^2. Cada uno de estos óxidos, puesto en presencia de un ácido poderoso, abandona una parte de su oxíjeno i se transforma en protóxido, el cual se combina con el ácido.

Quinta clase. Los OXIDOS SALINOS.—Se colocan en esta clase algunos óxidos que resultan de la combinacion de dos óxidos del mismo metal, de los cuales uno hace el papel de ácido i el otro el de base. Así, el óxido pardo de manganeso Mn^3O^4 puede ser considerado como una combinacion de 1 equi. de protóxido MnO que hace las veces de base, i de 1 equi. de bióxido MnO^2 que hace de ácido. Lo

mismo sucede con el minio u óxido rojo de plomo *Pb_2O_3*, cuya fórmula puede escribirse *PbO, PbO^2*.

217. Propiedades fisicas.—Los óxidos metálicos son cuerpos sólidos, jeneralmente sin lustre, quebradizos i de diferentes colores. Todos son insolubles en el agua, a escepcion de los óxidos pertenecientes a los metales de la primera seccion. Estos últimos tienen un sabor acre i cáustico, hacen tomar color verde al jarabe de violetas, i restablecen el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos; los demas óxidos son insípidos, i, con escepcion del óxido de magnesio i del bióxido de mercurio, no tienen accion sobre los colores vejetales. La densidad de los óxidos es mayor que la del agua, pero jeneralmente es menor que la del metal correspondiente.

218 Propiedades quimicas.—Las propiedades químicas de los óxidos metálicos son mui notables; dependen de la accion que ejerzan sobre ellos el calor. la electricidad, el agua i los principales metaloides, tales como el oxíjeno, el hidrójeno, el azufre, el cloro, el fósforo i el carbono. Estudiemos estas acciones.

Accion del calor, del agua, del hidrójeno, del azufre, del cloro, del carbono, etc., sobre los óxidos.

219. Accion del calor.—Los óxidos de los metales pertenecientes a las cinco primeras secciones permanecen inalterables bajo la accion del calor cuando están al estado de protóxido; pero el mayor número abandona una parte de su oxíjeno cuando se encuentran al estado de un óxido superior: así, el bióxido de manganeso, calentado hasta el calor rojo, pierde una parte de su oxíjeno, i por esta propiedad es que se emplea este cuerpo para preparar aquel gas. Sucede igual cosa con el peróxido de cobre, con los ácidos crómicos, férrico, mangánico, etc. Los únicos óxidos que se reducen completamente por el calor son los correspondientes a los metales de la sesta seccion; el oxíjeno se desprende i el metal queda en libertad.

Los óxidos metálicos se funden a una temperatura mui elevada. Casi todos son fijos.

220.—Accion de la electricidad.—La pila descompone todos los óxidos, con escepcion de los óxidos terrosos de la segunda seccion. El oxíjeno se dirije al polo positivo, i el metal reducido se deposita en el polo negativo.

221. Accion del agua.—Hemos dicho que todos los óxidos metálicos, a escepcion de los óxidos que pertenecen a los metales de la

primera seccion, son insolubles en el agua, i aun los óxidos de calcio i de litio son mui poco solubles. Pero la mayor parte de los óxidos pueden combinarse con el agua, en proporciones definidas, i formar verdaderas sales que llevan el nombre de *hidratos*, en las cuales el oxíjeno del agua, que hace el papel de ácido, es igual en peso al oxíjeno del óxido. Ejemplo: *hidrato de potosa* KO,HO, *hidrato de alúmina* $Al^2O^3,3HO$. El calor descompone todos los hidratos i los trasforma en óxidos anhidros, con escepcion de los hidratos de potasa i sosa que no pueden ser descompuestos. Algunos óxidos, tales como los protóxidos de hierro, de manganeso i de estaño descomponen el agua a una temperatura elevada: se apoderan de su oxíjeno para pasar a un mayor grado de oxidacion. El agua, por el contrario, descompone los bióxidos de los metales alcalinos i los convierte en protóxidos hidratados.

222. Accion del oxijeno.—La mayor parte de los óxidos que no están en su máximun de oxidacion, pueden combinarse directamente con una nueva proporcion de oxíjeno, ya sea a la temperatura ordinaria o a una temperatura elevada. De esta manera los protóxidos de potasio, de sodio i de bario, calentados en contacto del aire, se trasforman en bióxidos; los protóxidos de hierro i de manganeso se convierten en sesquióxidos. Estos últimos absorben aun en frio el oxíjeno, cuando se encuentran en estado de hidratos o simplemente húmedos. Se puede decir de un modo jeneral, que el oxíjeno tiende a debilitar el poder básico de los óxidos i a darles las propiedades de los ácidos.

223. Accion del hidrojeno.—El hidrójeno no ejerce accion alguna sobre los óxidos correspondientes a los metales de las dos primeras secciones. Descompone por el contrario, bajo la influencia del calor, a todos los óxidos de las cuatro últimas secciones: se combina con el oxíjeno para formar agua i deja libre al metal.

224. Accion del azufre.—Todos los óxidos, escepto los correspondientes a los metales de la segunda seccion, se descomponen por el azufre a una temperatura elevada.

Los óxidos de los metales de la primera seccion se trasforman en súlfuros i en sulfatos.

$$4MO+4S=3MS+MO,SO^3.$$

Los óxidos de los metales de las cuatro últimas secciones producen súlfuros i ácido sulfuroso:

$$2MO+3S=2MS+SO^2.$$

225. ACCION DEL CLORO.—El cloro obra sobre los óxidos metálicos de dos modos diferentes, segun que se encuentre seco o húmedo.

El cloro *seco*, bajo la influencia del calor, descompone a todos los óxidos, escepto los de los metales de la segunda seccion. Se apodera del metal para formar un cloruro i deja el oxíjeno en libertad:

$$MO+Cl=MCl+O.$$

El cloro *húmedo*, que obra en frio sobre un óxido en disolucion o en suspension en el agua, se comporta de diversas maneras segun la naturaleza del óxido.

1.° Los óxidos de la primera seccion se trasforman en cloruros i en hipocloritos, si la disolucion no está concentrada i si la temperatura no se eleva durante la accion del cloro. Si la disolucion es concentrada i se deja elevar la temperatura, se convierten en cloruros i en cloratos. Así, si se trata de una disolucion de potasa a la cual se hace llegar una corriente de cloro, se tendrá:

En el primer caso: $2KO+2Cl=KCl+KO,ClO;$

En el segundo caso: $6KO+6Cl=5KCl+KO,ClO^5.$

2.° Los óxidos de los metales de la segunda seccion, escepto los de aluminio i manganeso, no se descomponen.

3.° Los óxidos de los metales de la tercera seccion se descomponen si se encuentran en estado de protóxido, pero resisten la accion del cloro si están a mayor grado de oxidacion. En el primer caso pasan en parte al estado de cloruros i en parte al estado de peróxido. Si se trata, por ejemplo, del protóxido de hierro, contenido en suspension en el agua, i al cual se hace llegar una corriente de cloro, se tendrá:

$$6FeO+3Cl=Fe^2Cl_3+2Fe^2O^3.$$

4.° Los óxidos de los metales de las tres últimas secciones se cambian simplemente en cloruros.

La accion del bromo i del iodo sobre los óxidos es la misma que la del cloro.

226. ACCION DEL FOSFORO.—El fósforo, bajo la influencia del calor, descompone todos los óxidos, ménos los de la segunda seccion. Los productos de esta descomposicion varian segun la naturaleza de los óxidos; jeneralmente son fosfuros, fosfatos o hipofosfitos.

227. ACCION DEL CARBONO.—El carbono reduce, a una temperatura mas o ménos elevada, todos los óxidos metálicos, a escepcion de

los óxidos de calcio, de bario, de estroncio, i los correspondientes a los metales de la segunda seccion.

Cuando el carbono descompone un óxido metálico, produce, apoderándose de su oxíjeno, ácido carbónico o bien óxido de carbono. Si el óxido, como el de cobre, de mercurio o de plata, es fácil de reducir i se encuentra en proporcion suficiente, se obtiene siempre ácido carbónico: porque en este caso, el carbono puede tomar todo el oxíjeno que le sea necesario para quemarse completamente; pero si el óxido es difícil de reducir i si el carbono está en exceso, se desprende óxido de carbono. Las fórmulas siguientes dejan ver lo que sucede en ámbos casos:

1.° .... $2MO+C=CO^2+2M.$

2.° .... $MO+C=CO+M.$

M representa un metal cualquiera. Ciertos óxidos producen a la vez ácido carbónico i óxido de carbono.

228. Accion de los metales.—Se puede decir de una manera jeneral que los metales que tienen mayor afinidad con el oxíjeno reducen a los óxidos de los metales cuya afinidad con el mismo cuerpo es menor. Así, el potasio reduce todos los óxidos, ménos los de la segunda seccion; los metales de la tercera seccion reducen los óxidos de las siguientes. Esta accion descomponente de ciertos metales sobre los óxidos es muchas veces utilizada en metalurjia.

Observacion.—Resulta de los hechos que acabamos de esponer, que los óxidos de los metales de la segunda seccion tienen por carácter esencial el ser rebeldes a todos los ajentes de reduccion. A escepcion de los óxidos de magnesio i de manganeso, todos resisten a la accion aislada de los cuerpos simples; pero se consigue descomponerlos atacándolos simultáneamente por dos de estos cuerpos, de los cuales uno, como el azufre o el cobre, se apodera del metal, i el otro, como el carbono, se apodera del oxíjeno.

229. Preparacion de los oxidos.—Los óxidos se preparan de diferentes modos; los principales son:

1.° Por la calcinacion del metal en contacto del aire o del oxíjeno.

2.° Por la descomposicion de una sal en disolucion por una base alcalina tal como la potasa, la sosa o el amoniaco.

3.° Por la descomposicion de un carbonato o de un nitrato mediante la accion del fuego.

XVIII.

Caractéres de los súlfuros.—Accion del calor, del aire frio i caliente, del agua, del hidró jeno, del cloro, del carbono, de los metales sobre los súlfuros.

230. Caracteres fisicos de los sulfuros.—Los *súlfuros metálicos* son compuestos binarios que resultan de la combinacion del azufre con los metales. Estos cuerpos son mui análogos a los óxidos por su composicion i por sus propiedades. Como los óxidos, pueden ser básicos, ácidos, indiferentes o salinos. Se les distingue en *monosúlfuros*, *bisúlfuros* i *polisúlfuros*, segun que contengan uno, dos o mas equivalentes de azufre. Muchos súlfuros se combinan con el ácido sulfhídrico para formar *sulfhidratos de súlfuros*, compuestos que tienen mucha analojía con los óxidos hidratados.

Los súlfuros son todos sólidos, quebradizos i de colores mui variados. Algunos, como los súlfuros de hierro, de plomo, de cobre, de antimonio, son cristalizados i poseen brillo metálico.

231. Propiedades quimicas.—Para conocer sus propiedades químicas, examinaremos, del mismo modo que en los óxidos, la accion del calor i de los diferentes cuerpos sobre los súlfuros.

Accion del calor.—Todos los súlfuros, cuando están en su mínimun de sulfuracion, resisten a la accion del calor sin descomponerse, escepto los de oro i platino. Los súlfuros que contienen mayor número de equivalentes de azufre, pueden perder una parte de él cuando se les calienta, i ser así reducidos a un grado menor de sulfuracion.

Accion del aire sobre los sulfuros.—El aire o el oxíjeno seco no obran sobre los súlfuros sino a una temperatura elevada. Hé aquí cual es la reaccion.

Los súlfuros de los metales de la primera seccion i el súlfuro de magnesio, que pertenece a la segunda, se trasforman en sulfatos. El oxíjeno se combina a la vez con el azufre i con el metal i forma ácido sulfúrico i óxido que quedan combinados.

Los súlfuros de los metales de la tercera i quinta seccion, así como el súlfuro de manganeso, que pertenece a la segunda, se convierten en ácido sulfuroso i en un óxido, cuando la temperatura es mui elevada. Si la temperatura es un poco mas baja, se forma ademas una cierta cantidad de sulfato que queda mezclado con el óxido.

Los súlfuros de la cuarta seccion no dan jamas otra cosa que ácido sulfuroso i un óxido, cualquiera que sea la temperatura.

En fin, los súlfuros de los metales de la sesta seccion, ménos el de

plata, se reducen completamente en ácido sulfuroso que se desprende i en un metal que queda puro.

Cuando el aire o el oxíjeno están húmedos, obran sobre ciertos súlfuros a la temperatura ordinaria, el azufre i el metal absorben poco a poco el oxíjeno: se forma desde luego un hiposulfito que sucesivamente se trasforma en sulfito i luego en sulfato. Tal es el caso, por ejemplo, de una disolucion de súlfuro de potasio espuesta al contacto del aire.

Accion del agua.—Los súlfuros de los metales de la primera seccion son todos solubles en el agua. Los que pertenecen a la segunda seccion descomponen este líquido a la temperatura ordinaria: el azufre se apodera del hidrójeno para formar ácido sulfhídrico que se desprende, i el metal se combina con el oxíjeno para producir un óxido. En cuanto a los súlfuros de las cuatro últimas secciones son todos insolubles en el agua; algunos se combinan con ella formando hidratos.

Accion del hidrojeno.—El hidrójeno no tiene accion sobre los súlfuros de las tres primeras secciones, pero reduce a la mayor parte de los pertenecientes a las otras secciones, produciendo ácido sulfhídrico.

Accion del cloro.—El cloro descompone todos los súlfuros a la temperatura ordinaria o a una temperatura mas elevada: de esta accion resulta siempre un cloruro metálico i cloruro de azufre, si el súlfuro es anhidro, o simplemente un cloruro metálico i un depósito de azufre, si el súlfuro está disuelto en el agua.

Accion del carbono.—El carbono solo descompone un pequeño número de súlfuros; se apodera de su azufre i se convierte en súlfuro de carbono.

Accion de los metales.—Los metales mas sulfurables reducen los súlfuros de los metales ménos sulfurables.

Cuando se calienta un súlfuro con ácido sulfúrico diluido o con ácido clorhídrico, se obtiene un desprendimiento de ácido sulfhídrico fácil de reconocer por su olor, i se forma un sulfato o un cloruro:

$$MS+SO^3,HO=HS+MO,SO^3;$$

o

$$MS+HCl=HS+MCl.$$

Esta propiedad permite reconocer fácilmente un súlfuro.

Observacion.—Los óxidos i los súlfuros metálicos que, como ya lo hemos dicho, tienen entre sí tanta analojía, pueden combinarse mu-

tuamente i dar orijen a la formacion de compuestos que han recibido el nombre de *oxisúlfuros.*

232. Preparacion.—Se preparan los súlfuros metálicos por medio de los cuatro procedimientos principales siguientes:

1.° Calentando directamente el azufre con el metal.

2.° Descomponiendo los sulfatos por el carbon.

3.° Haciendo pasar una corriente de ácido sulfhídrico seco sobre un óxido.

4.° Vertiendo sobre una sal metálica en disolucion ácido sulfhídrico o bien un súlfuro alcalino.



XIX.

Propiedades de los cloruros.—Accion del agua i de los metales sobre los cloruros.

233. Propiedades fisicas i quimicas de los cloruros.—Los cloruros metálicos son compuestos binarios que resultan de la combinacion de un metal con el cloro. Casi todos son sólidos i cristalizables; solamente algunos, entre los cuales citaremos los percloruros de manganeso i de estaño, son líquidos.

El calor no descompone a los cloruros, esçepto a los de oro i de platino, que reduce al estado metálico. Todos los cloruros son fácilmente fusibles, i muchos de ellos son volátiles.

El oxíjeno no tiene accion sobre los cloruros de los metales de la primera i de la sesta seccion; pero descomponen todos los demas: desaloja el cloro i los convierte en óxidos.

El hidrójeno i el azufre no tienen accion sobre los cloruros de las dos primeras secciones; pero descomponen, a una temperatura elevada, los cloruros de las cuatro últimas. El hidrójeno produce ácido clorhídrico i deja el metal en libertad; el azufre da lugar a la formacion de súlfuros i cloruro de azufre.

El carbono no ejerce accion alguna sobre los cloruros.

Los cloruros tratados por el ácido sulfúrico hidratado a la temperatura ordinaria, o bien a una temperatura mas elevada, producen abundantes vapores de ácido clorhídrico i se trasforman en sulfatos:

$$MCl + SO^3,HO = HCl + MO,SO^3.$$

Calentados con bióxido de manganeso i ácido sulfúrico dan cloro:

$$MCl + MnO^2 + 2SO^3 = Cl + MO,SO^3 + MnO,SO^3.$$

El nitrato de plata precipita todos los cloruros de sus disoluciones. El precipitado, que es cloruro de plata, es blanco, cuajado, completamente insoluble en el agua i soluble en el amoniaco; espuesto a la luz toma pronto un color violado que poco a poco se pone negro.

234. ACCION DEL AGUA SOBRE LOS CLORUROS.—Todos los cloruros son solubles en el agua, ménos el cloruro de plata i el protocloruro de mercurio. Muchos cloruros, entre los cuales citaremos los de bismuto, de estaño i de antimonio, se descompone en frio por un exceso de agua. Se forma, en este caso, ácido clorhídrico, un óxido o un *oxicloruro,* es decir, un compuesto de cloruro i de óxido. Así, si se vierte en una disolucion mui concentrada de protocloruro de antimonio, una cierta cantidad de agua, se obtiene ácido clorhídrico que queda disuelto, i un precipitado blanco de oxicloruro de antimonio, que tiene por fórmula $Sb^2Cl^3,2Sb^2O^3,HO$.

Ciertos cloruros se trasforman en hidratos en contacto del agua i no pueden volver mas al estado anhidro; otros, al contrario, abandonan fácilmente, cuando se les calienta, el agua que han absorbido. En este paso del estado hidratado al estado anhidro, muchos cloruros cambian de color. Así, el cloruro de niquel, que es verde en disolucion en el agua, se pone amarillo cuando se le seca; el cloruro de cobalto que es de un color rosa pálido cuando está disuelto, toma color azul cuando está anhidro. Se ha aprovechado esta propiedad para componer lo que se llama *tinta simpática*, que obra del modo siguiente: si se escribe sobre un papel con una disolucion mui diluida de cloruro de niquel o de cobalto, estos caractéres quedan invisibles, porque el color de la disolucion que ha servido de tinta es mui pálido; pero si se calienta el papel, aparece la escritura amarilla o azul, para desaparecer nuevamente tan pronto como el papel se enfria i absorbe la humedad; por consiguiente, podemos de esta manera hacer visible o invisible la escritura a voluntad.

235. ACCION DE LOS METALES.—La accion de los metales sobre los cloruros es sumamente sencilla; puede formularse así: *Un metal descompone siempre los cloruros de las secciones que siguen a aquélla a la cual pertenece.* Así, el potasio que pertenece a la primera seccion, descompone todos los cloruros de los metales pertenecientes a las cinco últimas secciones. Se sigue de este principio, que es sin escepcion, que el órden de afinidad del cloro para los metales es el mismo que el del oxíjeno. Los metales de la segunda seccion se han obtenido en estado metálico descomponiendo sus cloruros por el potasio.

236. PREPARACION.—Se preparan los cloruros metálicos por los tres procedimientos principales siguientes:

1.° Tratando directamente los metales por el cloro, por el ácido clorhídrico o por el agua réjia.

2.° Descomponiendo los óxidos metálicos o los carbonatos por el ácido clorhídrico.

3.° Haciendo obrar los cloruros sobre ciertas sales bajo la influencia del agua o del calor.

XX.

Sales en jeneral.—Leyes de Berthollet.

Sales en jeneral.

237. DEFINICION.—Los químicos no están acordes sobre lo que se debe entender por la palabra *sal.* Sin entrar aquí en una discusion ajena de esta obra, diremos que se debe llamar sal, *toda combinacion de un ácido con una base*, o de una manera mas jeneral, *toda combinacion de dos cuerpos compuestos, de los cuales uno hace el papel de elemento electro-negativo o de ácido, i el otro el de elemento electro-positivo o de base.*

Se pueden dividir las sales en dos categorías:

1.ª Aquellas que son formadas por la combinacion de un ácido oxijenado, tal como el ácido carbónico, el ácido sulfúrico, el ácido nítrico, etc., con un óxido o cualquier otro cuerpo oxijenado que haga el papel de base. Estas son las *oxisales.*

2.ª Las que resultan de la combinacion de dos compuestos binarios i que tienen un elemento comun diferente del oxíjeno. Así, la combinacion de dos súlfuros, de dos cloruros, de dos seleniuros, etc., de los cuales uno hace el papel de ácido i el otro el de base, da lugar a la formacion de esta especie de sales, las cuales han recibido los nombres de *sulfosales, clorosales, selenisales*, etc. Las sulfosales son las únicas bien conocidas en la actualidad. Como ejemplo de una sal perteneciente a esta categoría, citaremos el *sulfocarbonato de potasio* KS, CS^2, compuesto de un equivalente de súlfuro de carbono CS_2, que hace el papel de ácido, i de 1 equi. de monosúlfuro de potasio KS, que forma la base.

Muchos químicos colocan entre las sales los compuestos binarios que resultan de la reaccion de los hidrácidos, tales como los ácidos clorhídrico, bromihídrico, iodhídrico, cianhídrico, etc., sobre un óxido. En esta reaccion, el hidrójeno del hidrácido se combina con el oxíjeno del óxido para formar agua, i el metal se une directamente al cloro, al bromo, al iodo, etc., para formar un cloruro, un bromuro, un ioduro etc. Estos compuestos han sido designados por Berzélius con el nombre de *sales haloideas.*

Las sales de la primera categoría, o las oxisales, son las mas numerosas i las mas importantes, son tambien las mas antiguamente conocidas i de las que mas se han ocupado los químicos. Las jeneralides en que vamos a entrar, se aplicarán mas particularmente a esta clase de sales.

238. Propiedades fisicas.—Casi todas las sales son sólidas a la temperatura ordinaria i son susceptibles de cristalizar. Son incoloras cuando están formadas por un ácido i una base incoloros; en el caso contrario, presentan una coloracion que varia segun el color de sus principios constituyentes. Su sabor es ordinariamente determinado por el de la base: así las sales de plomo son azucaradas, las de magnesia son amargas, las de alúmina i de hierro son astrinjentes, etc. Ninguna sal tiene olor, a escepcion de algunas sales amoniacales con exceso de base, que exhálan un olor amoniacal.

239. Accion del agua sobre las sales.—El agua disuelve un gran número de sales; algunas, tales como el sulfato de barita, el cloruro de plata, el protocloruro de mercurio, etc., son completamente insolubles en este líquido. La solubilidad de las sales en el agua varia con la temperatura : en jeneral, es tanto mayor, cuanto mas elevada sea la temperatura; sin embargo, algunas sales hacen escepcion a esta regla : así el sulfato de sosa es mas soluble en el agua a 33° que a ninguna otra temperatura. Cuando el agua se encuentra cargada de toda la cantidad de sal que puede disolver, se dice que está *saturada*; en este caso no puede tomar una nueva porcion de la misma sal, pero, cosa notable, puede aun disolver una nueva sal ; así el agua saturada de salitre, disuelve una cantidad considerable de sal marina. Esta propiedad se utiliza en muchas operaciones industriales.

El agua no obra sobre las sales solo como disolvente, puede tambien combinarse con ellas en proporciones definidas. La mayor parte de las sales solubles retienen, al depositarse de sus disoluciones, una cierta cantidad de agua con la cual quedan combinadas ; esta agua es llamada *agua de cristalizacion*, i se encuentra siempre en proporciones tales, que el número de sus equivalentes presenta una relacion simple con los equivalentes del ácido i de la base que forman la sal ; sin embargo, la cantidad de agua que retiene una sal al cristalizar, varía con la temperatura. Así, el sulfato de manganeso cristalizado en una disolucion acuosa, a la temperatura de 10°, retiene 6 equi. de agua, miéntras que, a la temperatura de 25°, solo toma 4. Las sales que contienen agua de cristalizacion se llaman *sales hidratadas*; las que no la contiene se llaman sales *anhidras*.

Apesar de su estado de combinacion con las sales, el agua de cristalizacion no debe considerarse como uno de sus elementos constitutivos, porque puede ser desalojada por el calor sin que la sal se altere.

No sucede lo mismo con el agua que contienen ciertas sales, que no pueden perderla sin descomponerse o modificarse profundamente; ésta hace realmente parte de sus elementos constitutivos, i es llamada por esta razon *agua de combinacion*. El fosfato de sosa ordinario, por ejemplo, tiene por fórmula $(2NaO),PhO^5,HO$; si se le quita por el calor su equi. de agua, HO, su constitucion, i por consiguiente sus propiedades, cambian completamente.

Algunas sales anhidras, puestas en contacto del agua, se combinan inmediatamente con cierta cantidad de este líquido i producen calor; lo que sucede, por ejemplo, al sulfato de sosa i al sulfato de cal reducidos a polvo i privados de su agua por la calcinacion; la produccion del calórico es el resultado de la combinacion que se efectúa entre la sal i el agua. Las sales hidratadas por el contrario, producen, cuando se les disuelve en el agua, una baja notable de temperatura, que es debida al pasaje rápido del estado sólido al líquido. Se obtiene una baja de temperatura mucho mas considerable, cuando se reemplaza el agua por el hielo. Sobre esta propiedad están fundadas las preparaciones de las mezclas frigoríficas.

240. Accion higrometrica del aire sobre las sales.—Las sales anhidras espuestas al contacto del aire no esperimentan alteracion alguna; pero no sucede lo mismo con las sales hidratadas. Entre estas últimas, unas abandonan al aire una parte de su agua de cristalizacion, pierden poco a poco su trasparencia i se convierten en polvo: estas son las *sales esflorescentes*; otras, por el contrario, atraen la humedad del aire i se disuelven: estas son las *sales delicuescentes*. Con todo, estas dos propiedades opuestas no son absolutas, porque una misma sal puede ser sucesivamente eflorescente i delicuescente, segun que el aire esté seco o húmedo: tal es, por ejemplo, la sal marina.

241. Accion del calor.—Todas las sales que no son descompuestas por el calor son susceptibles de entrar en fusion a una temperatura suficientemente elevada; algunas aun pueden volatilizarse.

Cuando se calienta una sal que contenga mucha agua de cristalizacion, principia por esperimentar lo que se llama la *fusion acuosa*, la cual no es realmente mas que una simple disolucion de la sal en su agua de cristalizacion; pero, elevando la temperatura, esta agua se evapora, la sal se convierte en anhidra, se seca i en seguida esperimenta una nueva fusion que se llama *fusion ignea*.

Cuando se calientan ciertas sales, o se las proyecta sobre carbones incandescentes, producen un ruido particular que se llama *decrepitacion*. Este fenómeno es producido por la vaporizacion brusca de una pequeña cantidad de agua interpuesta entre las láminas cristalinas. Puede ser tambien el resultado de la ruptura de los cristales,

cuyas partes se dilatan desigualmente a causa de su mala conductibilidad para el calórico.

242. Accion de la electricidad.—Todas las sales son descompuestas por la pila. Si la corriente eléctrica es débil, i si la sal goza de una grande estabilidad, el ácido i la base son simplemente separados : el ácido se dirije al polo positivo i la base al negativo. Para poner este fenómeno en evidencia, se toma un tubo encorvado en *U*, el cual se llena con una disolucion concentrada de una sal neutra, de sulfato de sosa, por ejemplo ; se colora la disolucion con un poco de jarabe de violeta, què goza de la propiedad de enrojecerse en contacto de los ácidos i de ponerse verde en contacto de los óxidos. Hecho esto, se sumerjen en las dos ramas del tubo, los dos polos de una pila, terminados en dos hilos de platino. La corriente, al pasar al traves de la disolucion, descompone al sulfato de sosa, i casi al mismo tiempo se vé que el líquido de la rama en que se encuentra el polo positivo se enrojece, miéntras que en la otra se pone verde, lo que indica que el ácido se ha dirijido al polo positivo i la base al negativo. Esta separacion del ácido i de la base se mantiene miéntras está pasando la corriente, pero si se quitan los hilos, el sulfato de sosa vuelve poco a poco a formarse, i la disolucion vuelve a tomar su color primitivo de violeta.

Cuando la pila es enérjica, o la sal sobre la que se hace obrar es compuesta de un ácido i una base poco estable, la descomposicion no se limita solamente a la separacion del ácido i de la base ; estos mismos son descompuestos, su oxíjeno se dirije al polo positivo i los radicales al negativo. Sucede con bastante frecuencia que solo la base es reducida ; en este caso, su oxíjeno se dirije al polo positivo con el ácido no descompuesto, miéntras que el metal se deposita en el polo negativo. Sobre este último principio descansa la galvanoplástica i los nuevos procedimientos para dorar i platear.

243. Accion de los metales.—Una lámina de hierro sumerjida en una disolucion de sulfato de cobre, se cubre inmediatamente de cobre metálico, i el sulfato de cobre se cambia en sulfato de hierro. Del mismo modo, una lámina de cobre sumerjida en una disolucion de nitrato de plata, se cubre tambien de plata metálica, i el nitrato de plata se convierte en nitrato de cobre.

1.° $CuO,SO^3+Fe=FeO,SO^3+Cu.$

2.° $AgO,AzO^5+Cu=CuO,AzO^5+Ag.$

En la primera esperiencia, el hierro se sustituye al cobre en la disolucion salina ; en la segunda, el cobre toma el lugar de la plata.

Estos dos ejemplos nos dan una idea mui completa de la accion de

los metales sobre las sales. Esta accion puede formularse de una manera jeneral del modo siguiente : *Un metal oxidable, descompone siempre una sal cuyo metal es ménos oxidable que él.* Así, en los dos ejemplos que hemos escojido, el hierro, pertenece a la tercera seccion, desaloja al cobre que pertenece a la quinta, i éste desaloja a la plata que pertenece a la sesta. El potasio i el sodio, a una temperatura elevada i en seco, desalojan de sus combinaciones salinas a todos los metales de las cinco últimas secciones.

Esta sustitucion de un metal por otro en las disoluciones salinas, se hace jeneralmente en proporciones tales, que 1 equi. del metal precipitante, reemplaza a 1 equi. del metal precipitado. Se vé, por ejemplo, para el hierro i el cobre que son necesarios 350 del primero para reemplazar 396,60 del segundo.

244. Composicion de las sales.—Sabemos ya que los ácidos *enrojecen* la tintura azul de tornasol, i que los álcalis, tales como la potasa, la sosa, la barita, etc., hacen tomar el color *verde* al jarabe de violeta, o restablecen el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido (*). Ahora, si se vierte con precaucion una disolucion de potasa en otra diluida de ácido sulfúrico, llega un momento en que el líquido no manifiesta ninguna reaccion, ni ácida, ni alcalina sobre la tintura de tornasol o el jarabe de violetas. Entónces se dice que el ácido sulfúrico i la potasa se han *neutralizado* mútuamente. Evaporando el licor hasta la sequedad, se obtiene una sal cristalina, el sulfato de potasa, en la cual las cantidades de ácido sulfúrico i de potasa son tales, que el ácido encierra tres veces mas oxíjeno que la base.

Si se combina de la misma manera, es decir directamente, ácido sulfúrico con sosa, con cal, con barita, con estronciana i con todos los óxidos básicos de los metales de las otras secciones, se obtienen aun sulfatos, en los cuales el análisis demuestra que, *la cantidad de oxíjneo contenida en el ácido sulfúrico, es exactamente triple de la cantidad de oxíjeno que está contenida en la base.*

Reemplazando el ácido sulfúrico por el ácido nítrico, i combinando este último ácido con la potasa, la sosa, i todas las demas bases salificables, se forma entónces una nueva serie de sales llamadas nitratos en las cuales el análisis demuestra que, *la cantidad de oxíjeno contenido en el ácido nítrico, es cinco veces mayor que la que se contiene en la base.*

(*) Para esplicar el cambio de color que los acidos hacen sufrir a la tintura azul de tornasol, se considera a ésta como una verdadera sal, compuesta de una base mineral i de un ácido vejetal (ácido lítmico), que es rojo en estado libre. Cuando se trata esta tintura por un ácido fuerte, se le quita su base, el ácido lítmico queda libre i colora de rojo toda la masa : es simplemente un ácido que desaloja a otro ménos enérjico. Pero si se vierte sobre la tintura, así enrojecida, una base soluble, ésta se apodera al punto del ácido libre i reproduce una sal azul. Del mismo modo se puede esplicar la reaccion de los ácidos i los álcalis sobre el jarabe de violetas.

Continuando del mismo modo el estudio analítico de las demas sales se llega a esta lei notable:

En todas las sales existe una relacion simple i constante entre la cantidad de oxíjeno que contiene el ácido, i la cantidad de oxíjeno que contiene la base.

De esta lei fundamental se deducen las dos consecuencias siguientes:

1.ª Las cantidades ponderables de las diversas bases que se combinan con un mismo peso de ácido, encierran la misma cantidad de oxíjeno;

2.ª Las diferentes cantidades de base que se unen a un ácido para formar un jénero de sales, se encuentran en la misma relacion que las que se unen a otro ácido para formar otro jénero de sales, i recíprocamente.

La tabla siguiente indica las relaciones entre el oxíjeno de la base i el oxíjeno del ácido de los principales jéneros de sales. (*)

TABLA DE LA COMPOSICION DE LOS PRINCIPALES JENEROS DE SALES.

NOMBRE DE LOS JENEROS.	Cantidad de oxíjeno de la base.	Cantidad de oxíjeno del ácido.	FORMULAS.
Carbonatos.......	1	2	MO,CO^2
Boratos..........	1	3	MO,BO^3
Silicatos.........	1	3	MO,SiO
Fosfatos.........	3	5	$(3MO),PhO^5$
Sulfitos..........	1	2	MO,SO^2
Hiposulfatos......	1	5	MO,S^2O^5
Sulfatos..........	1	3	MO,SO^3
Nitratos..........	1	5	MO,AzO^5
Cloratos..........	1	5	MO,ClO^5
Percloratos.......	1	7	MO,ClO^7
Cromatos........	1	3	MO,CrO^3

245. SALES NEUTRAS, SALES ACIDAS, SALES BASICAS.—Acabamos de ver que combinando el ácido sulfúrico con la potasa o la sosa en proporciones tales que el oxíjeno del ácido i el de la base se encuentren

(*) Se da el nombre de *jénero*, a cada grupo de sales que tienen el mismo ácido o el mismo elemento electro-negativo. Así todas las sales que tienen por ácido al ácido sulfúrico, forman el *jénero de los sulfatos*; los que tienen por ácido al ácido carbónico, el *jénero de los carbonatos*. Las *especies* de que se compone cada jénero se distinguen por su base. Ejemplo: sulfato de hierro, de cobre, de plomo, etc.

en la relacion de 3 a 1, se obtienen sales que no ejercen accion alguna sobre los reactivos coloreados. Estas sales son verdaderamente *neutras*, puesto que las propiedades de su ácido i las de su base están completamente destruidas o neutralizadas. Pero, si en lugar de combinar con el ácido sulfúrico una base poderosa, como la potasa o la sosa, se toma una base débil, como el óxido de zinc, el bióxido de cobre, i en jeneral, los óxidos básicos de las cuatro últimas secciones, se obtienen sulfatos que casi todos enrojecen la tintura de tornasol. Estos sulfatos están sinembargo constituidos de la misma manera que los sulfatos neutros de potasa o de sosa, puesto que la cantidad de oxíjeno de su ácido es siempre triple de la de su base. ¿Debe considerárseles como sulfatos ácidos o como sulfatos neutros?

Si se atiende a la accion que estos sulfatos ejercen sobre los reactivos coloreados, es evidente que se les debe considerar como sulfatos ácidos, puesto que enrojecen la tintura de tornasol. Pero no es así como proceden los químicos para determinar el carácter neutro o ácido de una sal. Para ellos, *la neutralidad de una sal depende únicamente de su composicion*. Así, miran como sulfatos neutros, a todos los sulfatos en los cuales el oxíjeno del ácido es triple del de la base, cualquiera que sea por otra parte su reaccion sobre los colores vejetales. Por ejemplo el sulfato de zinc, ZnO,SO^3 , es un sulfato neutro, aun cuando enrojece la tinrura de tornasol.

Esto supuesto, deberán considerarse como neutras todas las sales en las que el oxíjeno del ácido i de la base se encuentren en las relaciones indicadas en la tabla que precede. Así, llamaremos neutro todo carbonato, todo silicato, todo nitrato, etc., en los cuales las relaciones del oxíjeno de la base al oxíjeno del ácido sean 1 a 2, 1 a 3, 1 a 5, etc., i esto independientemente de la accion que estas sales puedan ejercer sobre los reactivos coloreados. Por ejemplo, el carbonato de potasa KO,CO^2 , es un carbonato neutro, apesar que posee una reaccion alcalina de las mas pronunciadas.

Pero puede suceder que una misma cantidad de base se combine con proporciones diferentes de un mismo ácido. Así, el sulfato neutro de potasa KO,SO^3, puede tomar 1 equi. mas de ácido sulfúrico, i formar otra sal que tiene por fórmula $KO,2SO^3$. Esta sal se llama *sal ácida*, i se le designa bajo el nombre de *sulfato ácido de potasa*, o mejor *bisulfato de potasa*.

Recíprocamente, puede suceder que una misma cantidad de ácido, se combine con proporciones diferentes de una misma base. Por ejemplo, el nitrato neutro de plomo PbO,AzO^5, puede tomar un equi. mas de óxido de plomo, i formar otra sal cuya fórmula es $(2PbO)$, AzO^5. Esta sal se llama *sal básica*, i se le designa con el nombre de *subnitrato de plomo*, o mejor de *nitrato básico de plomo*.

Observacion.—La mayor parte de las sales ácidas encierran siempre por lo ménos un equi. de agua, que no pueden perder sin descom-

ponerse. Así, la fórmula real del bisulfato de potasa cristalizado es $KO,2SO^3,HO$. Segun esto, muchos químicos miran hoi dia esta sal, no como una sal ácida, sino como una verdadera sal doble, formada de un equi. de sulfato neutro de potasa, KO,SO^3, i de un equi. de ácido sulfúrico hidratado, HO,SO^3, que consideran como un sulfato de agua o de protóxido de hidrójeno. Esta manera de considerar el ácido sulfúrico, así como los demas ácidos hidratados, no carece de fundamento. El agua, en muchas circunstancias, funciona como un óxido metálico, i puede asimilarse perfectamente a las bases. En esta hipótesis, las sales ácidas no son mas que sales dobles del mismo jénero, i la fórmula del bisulfato de potasa debe escribirse KO, SO^3+HO, SO^3.

Leyes de Berthollet.

246. Leyes de berthollet.—Las leyes que presiden a las reacciones de los ácidos i las bases sobre las sales, así como a las acciones de las sales unas sobre otras, se llaman *leyes de Berthollet*, del nombre del químico frances que las descubrió a principios de este siglo.

1.° Accion de las acidos sobre los sales.—Esta accion está sometida a las tres leyes siguientes:

Primera lei: *Un ácido cualquiera descompone completamente una sal cuyo ácido es mas volátil que él.*—Ejemplo: Si se vierte ácido sulfúrico sobre nitrato de potasa, el ácido sulfúrico que es ménos volátil que el nítrico, se apodera de la potasa i deja al ácido nítrico en libertad:

$$KO,AzO^5+SO^3=AzO^5+KO,SO^3.$$

En virtud de esta lei es que los carbonatos, cuyo ácido es gaseoso a la temperatura ordinaria, son descompuestos por casi todos los ácidos.

Segunda lei: *Un ácido puede descomponer completamente una sal cuyo ácido es insoluble o poco soluble.*—Ejemplo: Si en una disolucion de borato de sosa concentrada, se vierte ácido sulfúrico o ácido nítrico, se forma al instante sulfato o nitrato de sosa, i el ácido bórico, que es insoluble, se precipita en pequeñas agujas cristalinas.

$$NaO,BO^3+SO^3=BO^3+NaO,SO^3.$$

Tercera lei: *Un ácido descompone siempre una sal cuando puede*

formar con su base otra sal insoluble.—Ejemplo: Si en una disolucion de nitrato de barita se vierte ácido sulfúrico, se forma inmediatamente un precipitado blanco de sulfato de barita, i el ácido nítrico queda libre en el licor.

$$BaO,AzO^5+SO^3=AzO^5+BaO,SO^3.$$

Observacion.—Cuando una sal es puesta en presencia de un ácido idéntico del que ella contiene, la accion es casi siempre nula; en algunos casos se forma una sal ácida; así, el sulfato de potasa i el ácido sulfúrico forman bisulfato de potasa.

$$KO,SO^3+SO^3,HO=KO,2SO^3,HO.$$

Otras veces una sal básica es transformada en sal neutra; es lo que sucede con el subsulfato de cobre puesto en presencia del ácido sulfúrico.

$$(3CuO),SO^3+2SO^3=3CuO,SO^3.$$

2.° Accion de las bases sobre las sales.—Esta accion está sometida igualmente a tres leyes que son análogas a las precedentes.

Primera lei: *Una base fija descompone siempre una sal cuya base es volátil.* Ejemplo: Si se calienta lijeramente una mezcla de cal i de sulfato de amoniaco, se forma sulfato de cal i el amoniaco se desprende:

$$AzH^3HO,SO^3+CaO=CaO,SO^3+AzH^3+HO.$$

Segunda lei: *Una base soluble descompone completamente una sal cuya base es insoluble.* Ejemplo: Si se vierte una disolucion de potasa en otra de sulfato de cobre, el óxido de cobre se precipita bajo la forma de copos azules, i se forma sulfato de potasa que queda en el líquido:

$$CuO,SO^3+KO=CuO,+KO,SO^3.$$

Tercera lei: *Una base descompone siempre una sal, cuando puede formar con su ácido una sal insoluble.* Ejemplo: Si se vierte una disolucion de barita en otra de sulfato de potasa, se obtiene al instante un precipitado blanco de sulfato de barita, i la potasa queda libre en el líquido:

$$KO,SO^3+BaO=KO+BaO,SO^3.$$

Observacion.—Cuando una sal se encuentra en presencia de una base idéntica a la que contiene, la accion es casi siempre nula. En algunos casos se forma una sal básica; ejemplo: el óxido de plomo i el nitrato de plomo.

$$PbO+PbO,AzO^5=2(PbO),AzO^5.$$

3.° Accion de las sales unas sobre otras.—Las leyes que presiden las acciones mútuas de las sales son tres:

Primera lei: *Dos sales solubles se descomponen mutuamente cuándo pueden formar por el cámbio de sus ácidos i sus bases una sal insoluble.* Ejemplo: Si se vierte una disolucion de sulfato de sosa en otra de nitrato de barita, se forma al instante sulfato de barita que precipita, i nitrato de sosa que queda en el liquido:

$$NaO,SO^3+BaO,AzO^5=BaO,SO^3+NaO,AzO^5.$$

Segunda lei: *Dos sales se descomponen mutuamente cuando, calentadas juntas, pueden dar por el cambio de sus ácidos i de sus bases, una sal fija i una sal mas volátil que cada una de ellas.* Ejemplo: Si se calienta en una retorta una mezcla de sulfato de amoniaco i de carbonato de cal, se forma carbonato de amoniaco que se volatiliza i sulfato de cal que queda en la retorta:

$$AzH^3HO,SO^3+CaO,CO^2=AzH^3HO,CO^2+CaO,SO^3.$$

Tercera lei: *Dos sales se descomponen mutuamente, cuando calentadas juntas pueden formar, por el cambio de sus ácidos i de sus bases, una sal infusible o mucho ménos fusible que cada una de ellas.* Ejemplo: Si se calienta una mezcla de sulfato de barita i de cloruro de calcio, se obtiene cloruro de bario i sulfato de cal infusible:

$$BaO,SO^3+CaCl=BaCl+CaO,SO^3.$$

Observacion.—Cuando dos sales tienen un principio comun, ya sea el ácido o bien la base, no se descomponen; pero en algunos casos pueden combinarse i formar sales dobles; por ejemplo, el sulfato de alúmina i el sulfato de potasa; estas dos sales puestas en presencia una de otra, forman un sulfato doble de alúmina i potasa.

Como se vé, las leyes que acabamos de indicar solo se apoyan en propiedades físicas de las sales, tales como la insolubilidad, la fijeza, la volatilidad; pero hai tambien otra condicion que es preciso tener en cuenta si se quieren esplicar todos los fenómenos i reacciones de las bases i de los ácidos sobre las sales, o de las sales entre sí; esta es la enerjía química de los cuerpos puestos en presencia unos de otros,

o en otros términos, su grado de afinidad recíproco Así, el óxido de zinc calentado en una disolucion de una sal cuya base sea el peróxido de hierro, desaloja completamente a esta base. La reaccion no podria esplicarse por la insolubilidad, pues que el óxido de zinc es tan insoluble como el peróxido de hierro; es necesario, pues, admitir que la descomposicion ha tenido lugar, porque el óxido de zinc tiene mayor afinidad con los ácidos que el peróxido de hierro. Por la misma razon, el óxido de plata desaloja al óxido de cobre de sus combinaciones salinas.

PROBLEMAS.—1.° *Se preguntá ¿qué cantidad de potasa será necesaria para convertir* 100 *gr. de ácido nítrico en nitrato neutro de potasa, sabiendo que* 100 *gramos de ácido nítrico contienen* 74gr., 0 7 *de oxíjeno i que el equi. KO de la pstasa es* 590?

En todos los nitratos, el oxíjeno de la base es al oxíjeno del ácido como 1 es a 5; por consiguiente, la cantidad de potasa necesaria para saturar 100 gramos de ácido nítrico contendrá la quinta parte del oxíjeno que encierra este ácido, es decir $\frac{74,07}{5}$. Resta ahora determinar el peso X de potasa que coresponde a esta cantidad de oxíjeno: por consiguiente

$$\frac{X}{590}=\frac{74,07}{5\times100};$$

de donde
$$X=\frac{590\times74,07}{5\times100}=87^{gr.},402.$$

2.° *Se pregunta ¿qué peso de ácido sulfúrico será necesario para descomponer completamente* 180 *gr. de carbonato neutro de potasa, sabiendo que el ácido carbónico contenido en esta cantidad de sal encierra* 40 *gr.*, 16 *de oxíjeno, i que el equi. del ácido sulfúrico es* 500?

En los carbonatos, la relacion entre el oxíjeno de la base i el oxíjeno del ácido es de 1 a 2; en los sulfatos esta relacion es de 1 a 3; por consiguiente la cantidad de ácido sulfúrico que reemplace al ácido carbónico deberá tener

$$\frac{40,16\times3}{2} \text{ gr. de oxíjeno.}$$

Raciocinando como en el problema anterior tendremos:

$$\frac{X}{500}=\frac{40{,}16\times 3}{2\times 300};$$

de donde
$$X=\frac{40{,}16\times 3\times 500}{2\times 300}=100\text{ gr.},40.$$

3.° *Se pregunta ¿qué cantidad de sulfato de sosa será necesario verter en 124 gramos de nitrato de barita en disolucion en el agua, para que la doble descomposicion sea completa?*

1 equi. de nitrato de barita $BaO,AzO^5=1633,4$;

1 equi. de sulfato de sosa $NaO,SO^3=887,2$.

Si llamamos X la cantidad de sulfato de sosa que se pide, tendremos

$$\frac{X}{124}=\frac{887{,}2}{1633{,}4};$$

de donde
$$X=\frac{124\times 887{,}2}{1633{,}4}=67^{gr},35.$$

XXI.

Carbonatos.—Sulfatos.—Nitratos.—Leyes de composicion de estos tres jéneros.—Accion del calor, del carbono, del azufre, del agua, de las bases i de los ácidos usuales sobre cada una de ellas.

Carbonatos.

247. Composicion.—Los carbonatos neutros son todos compuestos de un equi. de ácido carbónico i un equi. de base, de manera que el oxíjeno de su ácido es doble del de su base; ejemplo: el carbonato neutro de potasa KO,CO^2.

Accion del calor.—El calor descompone todos los carbonatos, con escepcion de los carbonatos de potasa, de sosa i de litina. El ácido carbónico se desprende i la base queda en libertad.

ACCION DEL AGUA.—Todos los carbonatos son insolubles en el agua, ménos los de potasa, sosa, litina i amoniaco.

ACCION DEL AZUFRE I DEL CARBON.—El azufre i el carbon descomponen todos los carbonatos a una temperatura elevada. Con el azufre, el ácido carbónico se desprende i se forma un súlfuro o un sulfato. Con el carbon se obtiene óxido de carbono, la base que queda se reduce o queda en estado de óxido segun la seccion a que pertenezca.

ACCION DE LOS ACIDOS.—Todos los ácidos, a escepcion de algunos mui débiles, descomponen los carbonatos produciendo una viva efervescencia, debida al desprendimiento del ácido carbónico. Esta reaccion es característica para este jénero de sales.

ACCION DE LAS BASES.—La accion de las bases como la de los ácidos, sobre los carbonatos, está sometida a las leyes de Berthollet. Así, la cal, la barita i la estronciana descomponen los carbonatos de potasa o de sosa en disolucion en el agua, porque forman con el ácido carbónico carbonatos insolubles.

Sulfatos.

248. COMPOSICION.—Los sulfatos neutros son formados por un equi. de ácido sulfúrico i por una cantidad de base que contienen 1 equi. de oxíjeno, de manera que el oxíjeno del ácido es siempre triple del de la base; por ejemplo, el sulfato neutro de potasa KO,SO^3.

ACCION DEL CALOR.—Los sulfatos alcalinos i los terreo-alcalinos (de cal, de barita i estronciana), los sulfatos de magnesia i de plomo, no se descomponen por el calor; todos los demas se descomponen i dan en jeneral una mezcla gaseosa de oxíjeno i ácido sulfuroso. Algunos sulfatos, como el de hierro por ejemplo, se descomponen a una temperatura bastante baja para que una parte de su ácido sulfúrico pueda separarse en estado anhidro.

ACCION DEL AGUA.—El agua disuelve todos los sulfatos, ménos los de barita, de estaño, de antimonio, de plomo i de bismuto. Los sulfatos de cal, de estronciana, de mercurio i de plata, solo son mui poco solubles.

ACCION DEL AZUFRE I DEL CARBONO.—El azufre solo obra sobre los sulfatos que se descomponen por el calor; su accion es la misma que si el ácido i el oxíjeno estuviesen libres. El carbon, por el contrario,

descompone todos los sulfatos a una temperatnra elevada, pero los productos de la descomposicion varian con la naturaleza de la base i con el grado de la temperatura. Los sulfatos alcalinos i los terreo-alcalinos, calentados con carbon hasta el calor rojo blanco, dan un monosúlfuro: a un calor ménos fuerte, dejan por residuo una mezcla de polisúlfuro i carbonato. Todos los demas sulfatos producen súlfuros, óxidos o metales, si su base es fácilmente reductible i la temperatura bastante elevada. Calentando en un crisol un sulfato cualquiera con una mezcla de carbon i carbonato de potasa, se obtiene siempre un súlfuro por residuo.

Accion de los acidos.—Los ácidos sulfúricos, nítrico i clorhídrico no ejercen accion alguna sobre los sulfatos ; pero, al calor rojo, estas sales son descompuestas por los ácidos fosfórico, bórico i silícico, que son mas fijos que el ácido sulfúrico a esta temperatura. Resulta fosfato, borato o silicato i un desprendimiento de oxíjeno i de ácido sulfuroso.

Accion de las bases.—La barita i la estronciana descomponen todos los sulfatos solubles ; se forman precipitados de sulfato de barita o de estronciana i la base queda libre. El precipitado de sulfato de barita es insoluble en un exceso de ácido nítrico, lo que permite distinguir los sulfatos de todos los demas jéneros de sales.

Nitratos.

249. Composicion.—Los nitratos neutros son formados por un equi. de ácido nítrico i 1 equi. de base ; su ácido encierra, por consiguiente, 5 veces mas oxíjeno que su base ; por ejemplo, el nitrato neutro de potasa KO,AzO^5.

Accion del calor—El calor descompone todos los nitratos. Los nitratos alcalinos, calentados gradualmente hasta el calor rojo, dan desde luego oxíjeno puro i se cambian en nitritos ; en seguida se descomponen completamente en azoe i en oxíjeno que se desprenden i en un óxido que queda en la retorta. Los demas nitratos dan, cuando se les calienta, una mezcla de oxíjeno, de bióxido de azoe o de ácido hiponítrico, i dejan por resultado un óxido metálico. Si este óxido es reductible por la accion del calor, solo quedará el metal.

Accion del agua.—Todos los nitratos neutros son solubles en el agua.

Accion del azufre i del carbono.—El azufre i el carbono descomponen todos los nitratos a una temperatura elevada. Con el azufre se obtiene azoe, ácido sulfuroso i un sulfato o un súlfuro. Con el carbono se forma azoe, ácido carbónico u óxido de carbono que se desprende, i queda un carbonato, un óxido o un metal, segun la naturaleza de la sal empleada.

La descomposicion de los nitratos por el azoe o por el carbono se hace con mucha rapidez i con desprendimiento de luz. La fabricacion de la pólvora, de que hablaremos mas adelante, está fundada en esta propiedad.

Los nitratos *deflagran* cuando se les proyecta sobre carbon encendido. Este fenómeno es debido al desprendimiento de oxíjeno que, combinándose con el carbon, hace mas enérjica la combustion.

Accion de los acidos.—El ácido sulfúrico, bajo la influencia de una temperatura poco elevada, i aun a la temperatura ordinaria, descompone todos los nitratos; el ácido nítrico se desprende en estado de vapor i se forman sulfatos. El ácido clorhídrico los descompone igualmente; forma con sus bases agua i un cloruro metálico i se combina con el ácido que ha quedado libre para formar agua réjia. El ácido fosfórico, a la temperatura de la ebullicion del agua, cambia todos los nitratos en fosfatos.

Accion de las bases.—La potasa, la sosa i el amoniaco descomponen todos los nitratos cuyas bases son insolubles. La base se precipita i se forma un nitrato de potasa, de sosa o de amoniaco.

XXII.

Potasio.—Potasa.—Salitre de potasa.—Pólvora.

Potasio.

Equivalente K=490.

250. Propiedades.—El potasio, que pertenece a la primera seccion de los metales, fué obtenido por primera vez en 1807, por Humphry Davy, descomponiendo por una fuerte pila voltaica el hidrato de potasa. Este metal, a la temperatura ordinaria, es mas blando i mas maleable que la cera; cuando está recien cortado presenta el color i brillo de la plata; se funde a 58° i se volatiliza a una temperatura poco superior al calor rojo. Su densidad es =0,865; es por consiguiente ménos denso que el agua.

El potasio es uno de los cuerpos que posee mayor afinidad con el oxíjeno; se oxida rápidamente al aire i se convierte desde luego en hidrato i en seguida en carbonato de potasa. Este metal, como todos los correspondientes a la primera seccion, descompone el agua a la temperatura ordinaria; se apodera del oxíjeno i deja el hidrójeno en libertad. Esta descomposicion va acompañada de fenómenos que es necesario estudiar.

Cuando se proyecta un pequeño fragmento de potasio sobre el agua, se enciende al instante i corre en todas direcciones sobre la superficie del líquido, arde así durante algunos instantes con una llama purpurina, en seguida se apaga produciendo una pequeña esplosion. Hé aquí lo que sucede en esta esperiencia: el potasio se apodera del oxíjeno del agua i deja al hidrójeno en libertad; este último gas, al desprenderse, levanta el fragmento de metal i le imprime un movimiento jiratorio, al mismo tiempo que se inflama en contacto del aire, a causa del calor que desarrolla la combustion del potasio. El color purpurino que toma en esta circunstancia la llama del hidrójeno es debida a una pequeña cantidad de vapor de potasio que es arrastrada por el gas. En fin, cuando la combustion se detiene, queda un pequeño glóbulo de potasa a una temperatura mui elevada, i no encontrándose suspendida por el hidrójeno, cae sobre el agua i se rompe al enfriarse repentinamente; el vapor de agua que se produce en este momento, obra entónces por su fuerza espansiva sobre los fragmentos de potasa i los proyecta léjos del vaso.

El potasio puede combinarse directamente con la mayor parte de los metaloides, de manera que para mantenerlo puro, es necesario ponerlo al abrigo del contacto del aire, del agua i cualquier cuerpo oxijenado; hé aquí por que se le conserva en aceite de nafta, que se compone únicamente de carbono e hidrójeno.

El potasio solo se encuentra en la naturaleza en estado de combinaciones con los otros cuerpos. Se le encuentra en las aguas del mar i en la costra sólida del globo en estado de cloruro, de bromuro, de ioduro, de silicato, de sulfato, de nitrato, etc. Todos los vejetales terrestres contienen sales de potasa, las cuales parecen ser necesarias a su desarrollo.

251. Estraccion.—El potasio puede obtenerse por dos procedimientos diferentes: 1.° descomponiendo el hidrato de potasa por la pila o por el hierro calentado hasta el calor rojo; 2.° descomponiendo el carbonato de potasa por el carbon a una temperatura mui elevada.

Primer método.—Para obtener el potasio por este procedimiento se emplea el hidrato de potasa; se hace pasar el vapor de potasa por el hierro enrojecido hasta el calor albo, el cual se descompone en oxíjeno, que se fija sobre el hierro, i en vapor de potasio, que se hace condensar en un recipiente que contenga aceite de nafta.

El aparato que se emplea, se compone (fig. 49) de un cañon de fusil *c b a*, el cual se encorva en la parte *i b*, segun lo muestra la figura, a su estremidad *c* se adapta perfectamente bien un recipiente compuesto de dos piezas *e d* i *f g*, que se ajustan a rozamiento ; en la parte *f g* se coloca aceite de nafta para que se condense en él el potasio ; en la parte encorvada *b i*, se colocan virutas de hierro limpias i brillantes, i en la parte *a b* se coloca la potasa ; el aparato se coloca en un horno de reverbero que ha de ser alimentado por una corriente mui activa de aire, lo que daria lugar a la destruccion del hierro de que se compone el cañon ; para evitar esto, se cubre esta parte con una capa bastante gruesa de lodo inalterable compuesto de arena i arcilla, la cual libra al hierro del contacto del aire i por consiguiente de su destruccion.

Colocado el aparato en el horno, (fig. 49 bis.) se introduce en la parte *a b* la potasa i en el recipiente de cobre *g e* el aceite de nafta ; se adapta a la estremidad *a* un tubo que se sumerje en una probeta *E* con mercurio, i al estremo *g* se adapta otro tubo *t* que sirve para dar salida a los gases que se formen ; en seguida se pega fuego al horno i se aviva la combustion hasta que el hierro contenido en el cañon tome la temperatura del calor rojo blanco, se calienta entónces, por medio de una rejilla *G G'*, la parte *a b* en que está la potasa, de manera que ésta se funda lentamente ; la potasa fundida corre por el tubo i se pone en contacto con el hierro a la temperatura que éste se encuentra : la descomposicion del agua i de la potasa se efectúa a la vez ; el oxíjeno se fija sobre el hierro i pasa el hidrójeno junto con el vapor de potasio ; este último se condensa en el recipiente *e g* i el hidrójeno se desprende por el tubo que está en la estremidad *g*.

Durante el esperimento suele obstruirse la estremidad *c* del tubo, i con el objeto de que en este caso el hidrójeno encuentre fácil salida, se ha dispuesto un tubo en la estremidad *a*, que sirve a la vez para preservar el aparato i para advertir cuando se ha obstruido el tubo.

Segundo método.—La figura 50 representa la disposicion jeneral del aparato ; *A* es un cilindro de hierro forjado que descansa sobre dos ladrillos refractarios en medio de un horno rectangular *F*; este cilindro comunica por medio de un tubo de hierro *t* con el interior de un recipiente de cobre *R*, formado por dos piezas superpuestas i encajadas una en otra. Se adaptan ademas al recipiente otros dos tubos *t'* i *t''* ; el primero lleva un corcho que puede ser atravesado por una varilla de hierro *T* destinada a destapar el cuello del cilindro ; el segundo lleva un tubo de vidrio por el cual se desprenden los gases que se forman durante la operacion. La parte inferior del recipiente *R* contiene una capa de aceite de nafta de 5 a 6 centímetros de espesor : la parte superior que sirve de cubierta está dividida en dos partes *C* i *D* por una division vertical *m n* que llega hasta mui cerca del fondo del aparato ; esta division tiene por objeto el preservar el aparato del con-

tacto del aire esterior. Por fin, un vaso de tierra cocida *V* sirve para recibir el agua fria que hai necesidad de verter constantemente sobre el recipiente para impedir que se caliente durante la operacion.

Estando dispuesto de este modo el aparato, se introduce en el cilindro *A* una mezcla de carbon groseramente pulverizado i de carbonato de potasa, obtenido por la calcinacion del bitartrato de potasa impuro o tartrato en bruto ; en seguida se calienta hasta el rojo blanco. El carbonato de potasa es descompuesto por el carbon ; se forma óxido de carbono i el potasio queda en libertad. El metal llega en estado de vapor al compartimiento *C* del recipiente, en donde se condensa i cae en el aceite de nafta, miéntras que el óxido de carbono pasa al compartimiento *D* de donde se escapa por el tubo *t''*.

La teoría de esta operacion es fácil de comprender. El carbon, bajo la influencia del calor, trasforma en óxido de carbono al ácido carbónico del carbonato de potasa ; en seguida descompone a la potasa apoderándose de su oxíjeno para formar una nueva cantidad de óxido de carbono, i el potasio queda libre :

$$KO,CO^2+2C=3CO+K.$$

Al fin de la operacion se encuentra el potasio condensado bajo la forma de glóbulos irregulares. Se le purifica filtrándolo al traves de un lienzo en el aceite de nafta mantenido a una temperatura de cincuenta grados.

El potasio solo tiene uso en los laboratorios de química. Se le emplea principalmente en la preparacion de muchos cuerpos simples, tales como el boro, el silicio, el magnesio i la mayor parte de los metales de la segunda seccion.

Potasa, sus propiedades i estraccion.

252 Potasa.—El potasio forma con el oxíjeno dos combinaciones : un protóxido que tiene por fórmula *KO*, i un peróxido que contiene tres veces mas oxíjeno i cuya fórmula es por consiguiente KO^3. El protóxido combinado con 1 equi. de agua, forma lo que se llama *hidrato de potasa* o simplemente *potasa cáustica* *KO,HO*. La que se llama *potasa del comercio* se compone en gran parte de carbonato neutro de potasa mezclado con materias estrañas.

253 Propiedades.—La *potasa cáustica* se presenta bajo la forma de pequeñas masas blancas i opacas de fractura cristalina. Se funde a una temperatura poco inferior al calor rojo i se volatiliza sin altera-

cion al calor blanco. Esta sustancia es cáustica, delicuescente i mui soluble en el agua; hace tomar un color verde subido al jarabe de violeta i restablece el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido ; es la base mas enérjica que se conoce : actúa sobre la mayor parte de los tejidos vejetales o animales modificándolos o destruyéndolos, su disolucion ataca al vidrio, disuelve las vasijas de arcilla cuando se funde dentro de ellas ; absorbe rápidamente el ácido carbónico del aire al propio tiempo que la humedad.

254. Estraccion.—Se prepara la potasa descomponiendo el carbonato de potasa por medio de la cal. Para esto, se disuelve 1 parte de carbonato de potasa en 10 partes de agua ; se hace hervir la disolucion en una basija de hierro fundido, i se le agrega una parte de cal. La cal descompone poco a poco al carbonato de potasa ; se apodera de su ácido carbónico para formar carbonato de cal insoluble que queda en suspension en el líquido, i la potasa, puesta en libertad, queda disuelta:

$$KO,CO^2+CaO+HO=CaO,CO+KO,HO.$$

Cuando ha terminado la operacion, cosa que se conoce en que el licor filtrado no hace efervescencia con el ácido clorhídrico, se retira la caldera del fuego i se deja el líquido clarificar por el reposo ; se decanta en seguida por medio de un sifon, i se hace evaporar rápidamente la disolucion en una basija de cobre o de plata.

La potasa así obtenida se llama en el comercio *potasa por la cal* o *piedra de cauterio*. Es casi siempre impura, sobre todo si para prepararla se emplea el carbonato de potasa del comercio ; contiene ordinariamente, en este caso, sulfato de potasa i cloruro de potasio. Se la purifica por medio del alcohol concentrado, el cual disuelve la potasa i precipita las sales estrañas ; decantando el líquido i haciéndolo evaporar en seguida, se obtiene la potasa pura llamada *potasa por el alcohol*.

La potasa pura se emplea frecuentemente como reactivo en los laboratorios químicos. En medicina se emplea la potasa por la cal para cauterizar.

La *potasa del comercio* se compone, como hemos dicho, de carbonato neutro de potasa mezclado con ciertas materias estrañas. Estas materias son jeneralmente sulfato de potasa, fosfato de cal i de magnesia, cloruro de potasio, sílice i alúmina. La potasa del comercio se estrae de la cenizas de las maderas. El jugo de los vejetales encierra muchas sales solubles compuestas principalmente de potasa combinada con los ácidos orgánicos (ácidos oxálicos, acético, tártrico etc.) Cuando se queman las plantas, estos ácidos, que son todos compuestos de carbon, de oxíjeno i de hidrójeno, se destruyen i se transforman en ácido carbónico, que queda en las cenizas en estado de carbo-

nato de potasa. Basta entónces tratar estas cenizas por el agua i hacer en seguida evaporar el líquido para obtener la potasa del comercio: de este modo es como se prepara este producto en Rusia i en América, en donde la madera es mui abundante i de poco valor.

La potasa del comercio se emplea en las artes para la fabricacion del salitre, del vidrio, del jabon blando, del alumbre i del azul de Prusia. Se le emplea tambien para blanquear el lienzo.



Salitre de potasa. Pólvora.

255. Propiedades.—El nitro o salitre es el *nitrato de potasa*, cuya fórmula es KO,AzO^5. Es una sal blanca de un sabor fresco i un poco amargo; cristaliza en largos prismas de seis caras. Estos cristales no contienen jamas agua de cristalizacion. Sometido a la accion del calor, el nitrato de potasa se funde a 350° i se descompone a una temperatura mas elevada. Esta sal es mucho mas soluble en caliente que en frio: así, 100 partes de agua pueden disolver cerca de 150 partes a la temperatura de la ebullicion, miéntras que solo disuelve 15 o 20 a la temperatura ordinaria.

El nitrato de potasa es un cuerpo oxidante mui enérjico. Deflagra sobre el carbon incandescente del cual activa la combustion suministrándole una gran cantidad de oxíjeno. Mezclado con el azufre i calentado en un crisol hasta el calor rojo, arde con una viva luz i se trasforma en sulfato de potasa.

256. Estado natural i estraccion.—El salitre se encuentra abundantemente en la naturaleza. En los paises cálidos, principalmente en la India, en Ejipto i en algunas localidades de España i de Italia, se vé formarse en la superficie del suelo eflorescencias cristalinas que son casi enteramente compuestas de nitrato de potasa. Se supone que la formacion de esta sal se debe al ácido nítrico que se produce en la atmósfera durante las tempestades, i que, arrastrado por las lluvias, se combina con las bases que encuentra en el suelo. Para recojer este salitre, basta cabar la tierra en una profundidad de algunos centímetros, tratarla por el agua i hacer en seguida evaporar.

En los paises frios o templados, se encuentra aun el salitre formado en el pavimento de los caminos, de las caballerizas, en la parte inferior de los muros viejos, por todas partes en fin, en donde se encuentran materias animales azoadas. Para esplicar la presencia de esta sal, se admite que el amoniaco resultante de la descomposicion de las materias animales, se trasforma en ácido nítrico bajo la influencia de las materias porosas (calcáreas, arcillas, restos orgánicos, etc.)

Algunos químicos piensan que el oxíjeno i el azoe pueden combinarse directamente en contacto de estas materias porosas i de los carbonatos alcalinos. Cualquiera que sea su formacion, hé aquí el procedimiento empleado en Francia para la estraccion del salitre.

Se recojen todas las materias que provienen de la demolicion de la parte inferior de los muros antiguos, i se les lejía con cuidado; la disolucion que así se obtiene, contiene no solo nitrato de potasa, sino tambien nitrato de cal i de magnesia que contenia igualmente el material empleado. Para trasformar estos últimos nitratos en salitre, se agrega a la disolucion una cantidad conveniente de carbonato de potasa que produce una doble descomposicion; resulta de ello carbonato de cal i carbonato de magnesia que se precipitan, i nitrato de potasa que queda en disolucion. Solo resta decantar el líquido, despues de haberlo dejado reposar, i evaporarlo.

El salitre así obtenido lleva el nombre de *salitre en bruto*; contiene aun cerca de 15 por ciento de su peso de cloruros de sodio i de potasio. Se le purifica sometiéndolo a una segunda operacion llamada *refinacion*, cuya ejecucion es mui sencilla. El salitre bruto se introduce en una gran caldera de cobre con cerca de un tercio de su peso de agua. Esta cantidad de agua calentada hasta la ebullicion, es suficiente para disolver el salitre, pero no lo es para disolver los cloruros de sodio i de potasio, que, a esta temperatura, son mucho ménos solubles que el nitrato de potasa. Estas dos sales se precipitan al fondo de la caldera. Se clarifica el licor con sangre de buei o con cola, en seguida se le introduce en un gran vaso en donde se le hace cristalizar. El salitre que así se obtiene es perfectamente puro i se le seca por medio del fuego.

El nitrato de potasa se emplea en medicina i en muchas operaciones industriales; pero su principal uso es para la fabricacion de la pólvora.

257. PÓLVORA.—La pólvora es una mezcla íntima de salitre, de azufre i de carbon, que, cuando se inflama, produce súbitamente un volúmen considerable de gas, cuya fuerza elástica se emplea para lanzar los proyectiles, o para romper o levantar grandes masas.

La pólvora de guerra es formada de 75 partes de salitre, de 12,5 de azufre i de 12,5 de carbon, composicion que corresponde poco mas o ménos a 1 equi. de salitre, 1 equi. de azufre i 3 equi. de carbono. Esta mezcla, inflamándose, se trasforma en azoe, en ácido carbónico i en súlfuro de potasio:

$$KO,AzO^5+S+3C=Az+3CO^2+KS.$$

Siendo el azoe i el ácido carbónico gaseosos a la temperatura ordinaria, toman necesariamente un volúmen mucho mayor que el de la pólvora empleada, i este volúmen es aun considerablemente au-

mentado por el calor intenso que se desarrolla en el momento de la esplosion; de ahí resulta la fuerza enorme de proyeccion de que esta pólvora está dotada.

La pólvora de caza contiene un poco ménos azufre i un poco mas salitre i carbon que la de guerra; la pólvora de minas contiene ménos salitre i un poco mas carbon i azufre que la de guerra.

Para hacer el análisis de la pólvora, se toma un peso determinado de ella i se trata por el agua caliente, la que disuelve el nitrato de potasa; el residuo compuesto de azufre i carbon, se recoje en seguida sobre un filtro, se seca i se pesa: la diferencia entre su peso i el peso de la pólvora empleada da el peso de nitrato de potasa. Se separa en seguida el azufre del carbono tratando el residuo por el súlfuro de carbono que disuelve el azufre i deja el carbon intacto: se recoje este último sobre un segundo filtro i se pesa; la diferencia entre este peso i el del residuo hace conocer el peso del azufre.

PROBLEMA.—*Se pide determinar aproximativamente el volúmen de gas que producirán, al detonar,* 100 *gramos de pólvora de guerra.*

100 gramos de pólvora de guerra contienen 75 gr. de nitrato de potasa, 12,5 de azufre i 12,5 de carbon, o teóricamente:

1 equi. de salitre	1264	74,8
1 Id. de azufre,	200	11,9
3 Id. de carbono.	225	13,3
	1689	100,0

Un equi. de salitre (1264) contiene 1 equi. de azoe (175), 6 equi. de oxíjeno (600) i 1 equi. de potasio (489); por consiguiente $74^{gr},8$ de salitre contienen $10^{gr},3$ de azoe i $35_{gr},5$ de oxíjeno, los cuales al combinarse con $13^{gr},3$ de carbono, forman $48^{gr},8$ de ácido carbónico; por un cálculo mui sencillo se encuentra que $10^{gr},3$ de azoe $= 8^{lit},23$ i que $48^{gr},8$ de ácido carbónico $= 24^{li},60$ a la temperatura de 0° i bajo la presion ordinaria. El volúmen total de la mezcla gaseosa desprendida por 100 gr. de pólvora es por consiguiente $= 32^{li},83$ o 32830 centímetros cúbicos, a la temperatura de 0° i bajo la presion de $0^{m},76$. Pero en el momento de la esplosion, este volúmen es en realidad mucho mas considerable, porque los gases se dilatan notablemente por el calor que se desarrolla.

XXIII.

Sodio, sus propiedades i estraccion.—Sosa, sosa cáustica.—Carbonato de sosa.—Sosa artificial del comercio.—Sal marina.—Salitre de sosa.

Sodio.

EQUIVALENTE Na=287,2.

258. PROPIEDADES.—El sodio es mui parecido al potasio en sus propiedades físicas. Como el potasio, es un metal blando, maleable i cuando recien cortado, tiene el color i brillo de la plata; se funde a 90° i se volatiliza al rojo sombrío, su densidad es = 0,97 : es pór consiguiente un poco mas liviano que el agua.

El aire obra rápidamente sobre el sodio convirtiéndole desde luego en hidrato i en seguida en carbonato de sosa. Como el potasio, este metal descompone el agua a la temperatura ordinaria, pero produciendo ménos calor. Así, cuando se proyecta sobre el agua un fragmento de sodio i se le deja mover libremente sobre la superficie, el hidrójeno que se desprende no se inflama por no ser la temperatura suficiente. Este hecho prueba que el sodio tiene ménos afinidad con el oxíjeno que el potasio, i permite distinguir fácilmente un metal del otro.

259. ESTADO NATURAL I ESTRACCION.—El sodio se encuentra mas esparcido en la naturaleza que el potasio. Combinado con el cloro forma el cloruro de sodio o sal marina, que se encuentra en disolucion en las aguas del mar, i tambien en grandes masas en algunos terrenos. El sodio existe aun en la naturaleza en estado de silicato, de fosfato, de carbonato, de sulfato i de nitrato de sosa. Todas las plantas marinas contienen sales de sosa en gran proporcion.

El sodio fué descubierto al mismo tiempo que el potasio por H. Davy. Se le prepara de la misma manera que el potasio, ya sea atacando el hidrato de sosa por la pila o por el hierro calentado hasta el calor albo, ya sea descomponiendo el carbonato de sosa por el carbon. Este último procedimiento es el que se emplea hoi dia en la estraccion del sodio, el cual sirve como ajente reductivo en la fabricacion en grande del aluminio (véase el n.° 251).

260. SOSA.—El sodio forma con el oxíjeno dos combinaciones que corresponden a las del potasio. El protóxido de sodio combinado con 1 equi. de agua, constituye el *hidrato de sosa* o simplemente la *sosa cáustica.*

261. Sosa caustica.—Fórmase esta combinacion, siempre que el sodio se oxida en contacto del agua. Para prepararla en los laboratorios, se descompone el carbonato de sosa en disolucion por el hidrato de cal, procediendo exactamente i con las mismas precauciones que para obtener el hidrato de potasa (véase n.° 254).

Convendrá sin embargo emplear doble proporcion de cal, a fin de que la reaccion sea completa i marche rápidamente; i así, deben tomarse pesos próximamente iguales de cal i carbonato de sosa. Se decanta la disolucion cáustica para separarla del depósito que se forma, se la evapora con prontitud hasta la sequedad del residuo, que despues de fundido se vierte sobre una plancha de cobre, en la cual se solidifica por enfriamiento. Se obtiene de este modo la *sosa cáustica por la cal*, que puede purificarse disolviéndola en alcohol, como lo hemos dicho respecto de la potasa.

El hidrato de sosa ofrece el mismo aspecto que el de potasa, i encierra, como este último, 1 equi. de agua. El hidrato de sosa no pierde su agua, cualquiera que sea la temperatura a que se le someta, i destila sin alteracion esponiéndole a un fuerte calor rojo. La sosa cáustica tiene los mismos usos que la potasa, i es ventajoso darle la preferencia por ser mas barata i fácil de preparar en estado de pureza, pues el carbonato de sosa se encuentra mui puro en el comercio.

El hidrato de sosa sólido, espuesto al aire húmedo, pasa prontamente al estado de delicuescencia, porque se combina con el agua de la atmósfera, convirtiéndose al poco tiempo en un líquido viscoso, con la consistencia de un jarabe. Continuando indefinidamente la esposicion al aire, este líquido forma cristales de carbonato de sosa, que ofrecen el aspecto de una sustancia eflorescente. Nada parecido nos presenta la potasa, por ser delicuescente el carbonato de este álcali.

Para distinguir la sosa de la potasa, se hace uso del cloruro de platino. La sosa en disolucion en el agua no forma precipitado alguno con este reactivo, miéntras que la potasa da un precipitado amarillo de cloruro doble de potasio i platino.

Carbonato de sosa. Sosa artificial del comercio.

262. Propiedades.—El *carbonato de sosa* es una sal blanca, inodora i de un sabor ácre i lijeramente cáustico. Cristaliza en frio, formando gruesos cristales que contienen 62,9 por 100 de agua, i cuya fórmula es NaO,CO^2+10HO. Son mui eflorescentes al aire, i mas solubles en caliente que en frio. El agua hirviendo disuelve un peso de estos cristales próximamente igual al suyo, i cuando está frio solo disuelve la mitad. Esta sal puede cristalizar con proporciones

ménos considerables de agua, cuando se forma en una disolucion caliente : los pequeños cristales granulosos que precipita una disolucion concentrada por ebullicion, solo contienen un 18 por 100 de agua con corta diferencia. El carbonato de sosa pierde fácilmente su agua por la accion del fuego, i se funde al calor rojo formando un líquido mui fluido que cristaliza por enfriamiento.

263. Preparacion.—El carbonato neutro de sosa se prepara por procedimientos mui variados. Durante largo tiempo se ha obtenido evaporando las lejías procedentes de las cenizas de plantas que crecen en las orillas del mar. Los vejetales que crecen en el interior de los continentes dan cenizas mui cargadas de sales de potasa, miéntras que los que crecen en las costas o rocas bañadas por las aguas del mar, contienen principalmente sales de sosa. Son mui variables las proporciones de carbonato de sosa que rinden las diferentes plantas marinas, siendo las mas ricas, la *salsola soda* i la *salicornia europea.* Los *varechs*, poco ricos en carbonato de sosa, contienen mucho sulfato i cloruro.

España ha suministrado en otro tiempo la mayor parte del carbonato de sosa que se consumia en Europa. Este carbonato procede de las *barrillas*, especie de salsola que se cria abundantemente en las costas de Alicante, Cartajena i Málaga, i ha formado uno de los artículos principales de su comercio. Estas plantas despues de secas se incineran al aire libre en ollas practicadas al efecto : terminada la combustion, que dura muchos dias, se obtienen, en vez de cenizas, masas duras, compactas i á medio fundir. En este estado se introducian en el comercio i se esportaban con el nombre de *sosas de Alicante i Málaga.* En Francia se recojia tambien cierta cantidad de esta sal en las costas del Mediterráneo, llamándola *sosa de Narbona.*

264. Sosa artificial.—En el dia se obtiene el carbonato de sosa de una manera mucho mas ventajosa, por medio de un procedimiento artificial imajinado al principio de este siglo por un médico frances llamado Leblanc. Este procedimiento consiste en descomponer el sulfato de sosa, bajo la influencia del calor, por una mezcla de carbonato de cal i de carbon. Resulta de la descomposicion carbonato de sosa, un oxisúlfuro de calcio completamente insoluble i óxido de carbono que se desprende.

Se hace una mezcla de 1000 partes de sulfato de sosa, 1040 de creta blanca o carbonato de cal i 530 de carbon. Se introduce todo en un horno elíptico de ladrillos refractarios (fig. 51) por las aberturas C i C' hechas en la bóveda. La llama que sale del hogar F atraviesa el horno en toda su lonjitud, i calienta la mezcla estendida sobre su suelo. A medida que se eleva la temperatura, la materia se reblandece i deja escapar gran cantidad de óxido de carbono. La operacion se concluye cuando este gas deja de producirse. Se saca entónces la ma-

teria del fuego i se la trata por el agua, para separar el carbonato de sosa del oxisúlfuro insoluble; en seguida se hace evaporar la disolucion i se obtiene el carbonato de sosa cristalizado.

Hé aquí lo que sucede en esta operacion: el sulfato de sosa i el carbonato de cal se descomponen mútuamente: se forma carbonato de sosa i sulfato de cal; pero este sulfato de cal es descompuesto a su vez por el carbon a medida que se produce, i se forma óxido de carbono que se desprende i súlfuro de calcio *CaS*, el cual se combina con una cierta proporcion de cal no descompuesta, para formar oxisúlfuro de calcio $2CaS, CaO$:

$$2(NaO,SO^3)+3(CaO,CO^2)+9C$$

$$=2(NaO,CO^2)+2CaS,CaO+10CO.$$

El consumo de la sosa del comercio, es anualmente en Francia, de mas de sesenta millones de kilógramos. Se le emplea para fabricar el jabon duro, el vidrio de botellas, en las lejías i en muchas operaciones de tinturas.

Salitre de sosa. Sal marina.

262. Nitrato de sosa.—El ácido nítrico i la sosa no forman mas que una sola combinacion, el *nitrato de sosa*, el cual se obtiene descomponiendo el carbonato de sosa por el ácido nítrico. El nitrato de sosa se cristaliza en romboedros que no difieren mucho del cubo, cuya propiedad ha hecho que se dé a esta sal el nombre de *nitro cúbico*. El salitre de sosa forma en el Perú una capa de espesor variable i cuya estension es de mas de 100 leguas cuadradas; esta capa solo está cubierta por otra de arcilla. La sal se envia a Europa tal como se estrae de la tierra i allá la purifican fácilmente, disolviéndola en el agua i sometiéndola a la evaporacion.

Empléase con ventaja el nitrato de sosa, a causa de su bajo precio, para la fabricacion del ácido nítrico, siempre que pueda beneficiarse fácilmente el sulfato de sosa que resulta como producto secundario de esta fabricacion. El nitrato de sosa da, en igualdad de peso, mayor cantidad de ácido nítrico que el nitrato de potasa, porque el equivalente de la sosa es menor que el de la potasa. Se ha tratado igualmente de emplear esta sal para la fabricacion de la pólvora, pero no es conveniente para este objeto, i ha sido forzoso desecharla, porque la pólvora que produce atrae la humedad del aire con mucha mas facilidad que la pólvora ordinaria, i su inflamacion es ménos rápida. Se emplea entre tanto esta sal para fabricar el nitrato de potasa por do-

ble descomposicion ; para esto, basta tratar el nitrato de sosa por el carbonato de potasa; evaporados los líquidos i abandonados a la cristalizacion, a una baja temperatura, depositan el nitrato de potasa. Puede igualmente operarse esta descomposicion por el cloruro de potasio ; el líquido, concentrado por ebullicion, deposita mucha sal marina que se separa; enfriándose, abandona en seguida el nitrato de potasa.

266. Sal marina. Sus propiedades.—La sal marina o *cloruro de sodio* $NaCl$, es blanca, sin olor i de un sabor característico. Su solubilidad en el agua varia poco con la temperatura ; 100 partes de agua disuelven cerca de 37 de sal. Cuando se hace evaporar rápidamente una disolucion de sal marina, se obtienen pequeños cristales cúbicos, agregados unos a otros formando pirámides cuadrangulares, huecas i cuyas paredes están dispuestas en forma de gradas. Estos cristales no contienen agua en su composicion, pero encierran una cierta cantidad de este líquido interpuesto entre las capas cristalinas, lo que hace que decrepiten cuando se les echa sobre el fuego. La sal marina se funde al calor rojo, se volatiliza a una temperatura mas elevada i es delicuescente cuando el aire está húmedo.

267. Estado natural.—El cloruro de sodio se encuentra mui esparcido en la naturaleza. Existe en gran cantidad en las aguas del mar i en un gran número de fuentes saladas. Se le encuentra tambien en estado sólido en muchos lugares del globo, en donde forma masas considerables, intercaladas las mas veces en capas de yeso pertenecientes a los terrenos de sedimento medio. En este estado lleva el nombre de *sal gemma.*

268. Estraccion.—El cloruro de sodio se estrae directamente de las minas que lo contienen, o por evaporacion de las aguas del mar o de las aguas saladas.

Las principales minas de sal gemma son las de Córdoba en España i las de Vieliczka en Polonia; estas últimas se estienden en una superficie inmensa comprendida entre Cracovia i la cadena de los Crapacks. Cuando la sal gemma es pura, se la estrae simplemente de la mina, se pulveriza i se entrega al comercio. Cuando contiene materias estrañas, se la purifica disolviéndola en el agua i evaporando despues la disolucion. Esta operacion se hace en las mismas minas.

La mayor parte de la sal que se consume es suministrada por el agua del mar. Estas aguas encierran, en término medio, 2,7 por 100 de cloruro de sodio, a mas una pequeña proporcion de cloruro i bromuro de magnesio, de sulfato de magnesia, de sulfato i carbonato de cal. Para estraer de ellas el cloruro de sodio, que toma entónces el nombre de *sal marina*, se fabrican a la orilla del mar grandes estanques llamados *marismas*. Estos estanques, mui largos i poco profun-

dos, se dividen en una serie de compartimientos o receptáculos, en los cuales se introduce sucesivamente el agua del mar, por medio de canales, para sufrir una evaporacion espontánea. El agua abandona desde luego el carbonato i el sulfato de cal que se depositan en los primeros receptáculos ; en seguida pasa a los otros compartimientos en donde se concentra mas i mas, hasta que abandona la sal que cristaliza en los últimos receptáculos que se llaman *tablas*. Debe desecharse una parte de las aguas madres ántes que deposite la totalidad de la sal que contiene, para impedir que las sales de magnesia, que aun mantiene en disolucion, se cristalicen i se mezclen con la sal marina.

El procedimiento que acabamos de describir se emplea en Francia sobre las costas del Océano i del Mediterráneo. La operacion se hace todos los años desde el mes de abril hasta setiembre, es decir, durante el verano i la primavera. En el norte de Europa se emplea un procedimiento mui diferente, que consiste en concentrar el agua del mar por la conjelacion : una gran parte del agua se separa en estado de hielo, i el líquido que queda contiene entónces bastante sal para poder ser evaporado con ventaja por el fuego.

Existen en Alémania, en Prusia, en Savoya i en algunos otros lugares, fuentes saladas que se esplotan para estraer de ellas el cloruro de sodio. Como las aguas de estas fuentes no son jeneralmente mui concentradas, es necesario, ántes de evaporarlas por el fuego, someterlas a una primera evaporacion al aire libre. Esta operacion se ejecuta por medio de grandes aparatos llamados *edificios de graduacion*, los cuales consisten en una armazon de madera que descansa sobre pilares de mampostería i cuyos intervalos se llenan con haces de espino u otros ramajes. Este edificio está colocado sobre un gran estanque que recibe las aguas concentradas por la evaporacion ; en la parte superior existe un canal al cual se conducen, por medio de una bomba, las aguas de la fuente. Estas se escapan del canal por pequeñas aberturas practicadas a lo largo de sus paredes laterales, i descienden lentamente al traves de las ramas, sobre las cuales se estienden en capas delgadas, de manera que presentan al viento una gran superficie de contacto. Se repite varias veces la misma operacion, hasta que el agua salada haya adquirido un grado suficiente de concentracion, despues de lo cual se concluye la evaporacion en calderas.

Usos.—Los usos de la sal marina son mui numerosos ; hace parte del alimento del hombre i de un gran número de animales ; se le emplea para conservar las viandas, para mejorar las tierras, para preparar el cloro, el ácido clorhídrico, el sulfato de sosa, el sal amoniaco i muchos otros productos químicos.

XXIV.

Calcio.—Calcáreas. Cal grasa e hidráulica.—Mortero.—Sales amoniacales.

Calcio.

EQUIVALENTE, Ca=250.

269. PROPIEDADES.—Este metal pertenece a la primera seccion; fué descubierto al mismo tiempo que el potasio i el sodio por H. Davy. Es sólido i presenta el color i brillo de la plata. Descompone el agua a la temperatura ordinaria i absorbe rápidamente el oxíjeno del aire para formar cal (protóxido de calcio). Se funde al calor rojo.

El calcio es uno de los metales mas abundantes en la naturaleza, pues existe en estado de carbonato de cal formando inmensas cordilleras. Existe tambien en cantidad considerable en el sulfato de cal (yeso) i en una multitud de combinaciones que son mui abundantes.

ESTRACCION.—Se prepara este metal descomponiendo por la pila la cal: el oxíjeno se dirije al polo positivo, i el metal se recoje en el polo negativo en una pequeña cápsula de platino que contenga un poco de mercurio.

Calcáreas, cal grasa e hidráulica.

270 CALCAREAS.—Se da el nombre de *calcáreas* a todas las rocas compuestas de *carbonato de cal* CaO,CO^2. Estas rocas forman la mayor parte de los terrenos de sedimento i presentan numerosas especies o variedades, de las cuales las principales son la *calcárea tosca* o piedra de edificar, que se encuentra a los alrededores de Paris, la *calcárea litográfica*, la *calcárea oolítica*, el *mármol*, la *creta*, los *alabastros*, etc.

El carbonato de cal se encuentra en la naturaleza cristalizado bajo dos formas diferentes e incompatibles; es el primer caso de dimorfismo que se ha conocido.

La mayor parte de las fuentes naturales contienen carbonato de cal disuelto a causa de un exceso de ácido carbónico, i estas aguas, filtrándose al traves de las rocas, forman en las bóvedas i sobre el suelo de ciertas grutas, depósitos cristalinos de estructura elegante que se conocen con el nombre de *stalagmitas* i *stalactitas*. Estas

aguas producen tambien, al evaporarse al aire, las incrustaciones calcáreas, semejantes a las petrificaciones, de que se cubren los objetos espuestos a su influencia.

Sometido a la accion del calor, el carbonato de cal se descompone en ácido carbónico i en cal viva; pero si en lugar de calcinarlo al aire libre, se le calienta en un cañon de fusil cerrado herméticamente para impedir el desprendimiento de ácido carbónico, el carbonato de cal entra en fusion sin descomponerse, i toma al enfriarse una textura cristalina, lo que le hace tomar el aspecto del mármol blanco o sacaroideo.

El carbonato de cal es casi insoluble en agua pura, pero se disuelve en gran proporcion en el agua cargada de ácido carbónico. Es probable que entónces pase al estado de bicarbonato de cal.

271. Cales; cal grasa e hidraulica.—La cal o *protóxido de calcio CaO* (*) es una materia blanca, amorfa i de un sabor cáustico; su densidad es $=2,3$ próximamente. Hace tornar el color verde al jarabe de violetas i restablece el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido; es infusible i nó puede descomponerse por el calor.

La cal tiene una grande afinidad con el agua; cuando se combina con este líquido, aumenta considerablemente de volúmen i produce una elevacion de temperatura que se avalúa en 300°, la cual es suficiente para inflamar la pólvora; en este caso se forma un hidrato de cal CaO,HO que es pulverulento, liviano i suave al tacto. La cal hidratada ha perdido en gran parte su propiedad cáustica; se la designa vulgarmente bajo el nombre de *cal apagada*, para distinguirla de la cal anhidra que se llama *cal viva*.

El agua solo disuelve una pequeña porcion de cal, cerca de un milésimo. Esta disolucion, llamada *agua de cal*, se emplea frecuentemente como reactivo en los laboratorios.

La cal viva, espuesta al aire, se desagrega i se reduce a polvo; este fenómeno es producido por el ácido carbónico i el vapor de agua que absorbe rápidamente la cal, trasformándose en una mezcla de carbonato i de hidrato de cal CaO,CO^2+CaO,HO.

Se prepara la cal descomponiendo por el calor el carbonato de cal natural. Esta operacion se efectúa en hornos de ladrillos de tres o cuatro metros de altura, llamados *hornos de cal* (fig. 52). Para cargar el horno, se principia por formar sobre la reja del hogar una especie de bóveda con gruesas piedras calcáreas, en seguida se llena la cuba con estas mismas piedras divididas en fragmentos mas i mas pequeños a partir desde la bóveda, sobre la cual descansa toda la carga, hasta el orificio superior. Se enciende en seguida sobre la reja del

(*) Existe un segundo óxido de calcio, el bióxido CaO^2, que se obtiene vertiendo agua oxijenada sobre la cal.

hogar el combustible, que jeneralmente es turba o leña, i se mantiene a combustion hasta que toda la piedra calcárea se haya calcinado completamente, lo que demanda un tiempo mas o ménos largo, segun la naturaleza de la piedra que se emplee. Cuando la coccion ha concluido, se saca la cal por aberturas practicadas en la parte inferior del horno, i se comienza nuevamente la operacion.

Este horno es de *calcinacion intermitente*, pues hai que suspender la operacion cada vez que ha sido calcinada toda la carga del horno. En algunas partes usan hornos de calcinacion contínua, en los cuales se aprovecha mejor el calor. La piedra calcárea se introduce por la parte superior del horno mezclada con el combustible, que jeneralmente es la hulla. A medida que la carga desciende, se saca por aberturas inferiores la cal i se reemplaza al instante por nueva carga de calcárea i combustible: de esta manera, la operacion no se interrumpe en mucho tiempo.

Las propiedades de la cal así preparada varian segun el grado de pureza de la piedra calcárea que se emplee. Cuando estas piedras no contienen mas que carbonato de cal casi puro, la cal que se obtiene goza de todas las propiedades que hemos indicado anteriormente; se calienta fácilmente i aumenta mucho de volúmen en contacto del agua: se le llama *cal grasa*. Pero si la piedra calcárea, en lugar de ser pura, contiene cantidades un poco considerables de materias estrañas, tales como el cuarzo, la magnesia, el óxido de hierro, etc., la cal que produce no posee las mismas propiedades; no se calienta sino mui débilmente, aumenta mui poco de volúmen en contacto del agua i no forma pasta con este líquido: se la llama entónces *cal magra*. En fin, cuando las piedras calcáreas contienen arcilla en la proporcion de 10 a 25 por 100 de su peso, dan una especie de cal que goza de la propiedad notable de solidificarse debajo del agua al cabo de cierto tiempo, i a la cual se llama por esta razon *cal hidráulica*.

La cal tiene muchos usos: sirve para preparar la potasa i la sosa i para purificar el gas de alumbrado; se le emplea tambien en la fabricacion de las velas de estearina, en el estañado de los cobres, para el abono de las tierras, etc.

272. Morteros.—Se da el nombre de *morteros* a las sustancias destinadas a unir entre sí los materiales empleados en las construcciones. Existen dos clases de morteros: el mortero ordinario i el mortero hidráulico.

El *mortero ordinario* es una mezcla de cal apagada i arena; espuesta al aire durante cierto tiempo, esta mezcla adquiere gran dureza i puede así servir para ligar entre sí las piedras, los ladrillos i otros materiales que se usan en albañilería.

Se ha creido durante mucho tiempo que la solidificacion del mortero ordinario se debia a una combinacion química de la cal con el

ácido silícico de que se compone la arena; pero no es así: el mortero se solidifica porque el agua en exceso se evapora i la cal, en contacto del aire, se trasforma en una mezcla de carbonato i de hidrato de cal que posee una gran consistencia; la arena no hace, pues, mas que un rol mecánico i secundario, cuyo objeto es aumentar la dureza del mortero i facilitar la adherencia de las diferentes partes de su masa con los materiales que debe unir. Lo que prueba que la arena no ejerce aquí accion química sobre la cal, es que, tratando por un ácido débil un mortero despues de mucho tiempo de solidificado, no se obtiene silice jelatinosa, como sucederia si la arena hubiese entrado en combinacion con la cal para formar un silicato.

El *mortero hidráulico* no es otra cosa que la cal hidráulica empleada sola o mezclada con arena. Este mortero goza de la propiedad de solidificarse debajo del agua; se le emplea por consiguiente en la construccion de los canales, de las esclusas, de los puentes, acueductos, etc.

Hemos dicho que la cal hidráulica resulta de la calcinacion de las piedras calcáreas que contienen arcilla, en proporciones que varian entre 15 i 25 por 100. Cuando la proporcion de arcilla es de 30 a 40 por 100, la cal toma el nombre de *cimento romano*. El tiempo que se necesita para que la cal hidráulica se solidifique debajo del agua es tanto menor cuanto mayor sea la proporcion de arcilla: en jeneral, se necesitan de 10 a 15 dias para una cal que contenga 15 por 100; tres o cuatro dias bastan para la que contenga 25 por 100 i el cimento romano se solidifica algunas horas despues de su inmersion.

Tambien se preparan los morteros hidráulicos mezclando la cal grasa con materias arcillosas, tales como ladrillo molido o ciertas rocas de oríjen volcánico llamadas *puzzolanas*. Con estas últimas rocas era con las que los romanos fabricaban su cimento, cuya estremada solidez puede comprobarse sobre las ruinas de los monumentos que nos han dejado.

El endurecimiento de la cal i de los morteros hidráulicos en contacto del agua, se debe a una causa diferente de la que produce la solidificacion del mortero ordinario en el aire atmosférico; una accion química interviene aquí entre la cal i los principios de la arcilla (silice i alúmina); resulta de ello la formacion de un silicato de cal i de alúmina, que, hidratándose, se hace excesivamente duro i completamente insoluble. Lo que prueba la accion química entre la cal i la arcilla, es que, tratando por un ácido débil un mortero hidráulico, se obtiene la silice en estado jelatinoso, lo que no tendria lugar sin la presencia del silicato de cal, puesto que la arcilla, en su estado primitivo, es inatacable por estos ácidos.

Se da el nombre de *hormigon* a una mezcla de mortero hidráulico i cascajo o pequeñas piedras angulosas. Aplicando una capa de hormigon sobre un terreno húmedo o arenoso, se le trasforma en terreno impermeable, sobre el cual pueden establecerse sólidas fundaciones. El

hormigon se emplea particularmente en las construcciones de esclusas, canales i otros receptáculos de agua.

Sales amoniacales.

273. COMPOSICION DE LAS SALES AMONIACALES.—El amoniaco AzH^3, combinándose con los ácidos, forma sales que presentan una analojía completa con las sales correspondientes de potasa i de sosa. Se componen, en estado neutro, de 1 equi. de ácido i de 1 equi. de base. Es importante observar que las sales amoniacales cuyo ácido es oxijenado, contienen siempre 1 equi. de agua HO, que hace parte de su constitucion i que no puede quitársele sin descomponerla. Así,

Sulfato de amoniaco$=AzH^3,SO^3+HO$
Nitrato de amoniaco$=AzH^3,AzO^5+HO$
Carbonato de amoniaco$=AzH^3,CO^2+HO$, etc.

Resulta de este hecho, que no es el amoniaco AzH^3 el que hace el papel de base con respecto a los oxácidos, sino el amoniaco combinado con 1 equi. de agua AzH^3HO, de consiguiente, el amoniaco básico lo representaremos de esta manera, i en lugar de las fórmulas precedentes escribiremos

Sulfato de amoniaco$=AzH^3HO,SO^3$
Nitrato de amoniaco$=AzH^3HO,AzO^5$
Carbonato de amoniaco$=AzH^3HO,CO^2$. etc.

No sucede lo mismo en las sales amoniacales formadas por los hidrácidos. En estos compuestos, el amoniaco AzH^3, se combina simplemente con el ácido para dar oríjen a una sal anhidra. Así,

Clorhidrato de amoniaco$=AzH^3,HCl$
Iodhidrato de amoniaco$=AzH^3,HI$
Bromhidrato de amoniaco$=AzH^3HBr$, etc.

Estas sales no contienen por consiguiente el equi. de agua necesario a la constitucion de las sales amoniacales cuyo ácido es oxijenado; no contienen mas que los elementos simples del ácido i de la base. Algunos químicos consideran de otro modo la composicion de las sales amoniacales. Suponen que el amoniaco básico AzH^3HO es un verdadero óxido metálico, compuesto de 1 equi. de oxíjeno, O, i de un radical particular, AzH^4, que miran como un metal i el cual designan bajo el nombre de *amonio*. En esta hipótesis,

el sulfato de amoniaco$=AzH^3HO,SO_3$
se convierte en sulfato de amonio$=AzH^4O,SO^3$;
el clorhidrato de amoniaco$=AzH^3,HCl$
en cloruro de amonio$=AzH^4,Cl$.

Esta manera de considerar las sales amoniacales es mui injeniosa i tiene todas las apariencias de la realidad: esplica las propiedades básicas i alcalinas del amoniaco i la analojía perfecta de sus diversos compuestos con las sales metálicas. Pero como el amonio no ha podido ser aislado hasta el presente, continuaremos mirando las sales amoniacales, como lo hacen la mayor parte de los químicos, como formadas de amoniaco hidratado AzH^3HO en combinacion con los oxácidos, o de amoniaco simple AzH^3 en combinacion con los hidrácidos.

274. Caracteres de las sales amoniacales.—Las sales amoniacales tienen la misma forma cristalina que las sales correspondientes de potasa; son incoloras, de un sabor picante i solubles en el agua. El calor las volatiliza o las descompone: aquéllas cuyo ácido es gaseoso a la temperatura ordinaria se volatilizan sin alteracion; todas las demas son mas o ménos completamente descompuestas.

Todas las sales amoniacales desprenden amoniaco cuando se les calienta lijeramente con una base alcalina, como la potasa, la sosa, la cal, etc.; este desprendimiento de amoniaco tan fácil de reconocer por su olor vivo i penetrante, es característico de estas sales.

Vertiendo una disolucion de percloruro de platino en otra de una sal amoniacal, se produce un precipitado amarillo de cloruro doble de platino i amoniaco, semejante al que se forma con las sales de potasa; pero estos dos precipitados se distinguen fácilmente uno de otro por el olor a amoniaco que se desprende del primero cuando se le calienta con un óxido alcalino.

Las sales amoniacales mas importantes por sus usos son el *sesquicarbonato*, el *sulfato*, el *fosfato*, el *nitrato* i el *clorhidrato*.

275. Sesquicarbonato de amoniaco.—Esta sal que vulgarmente se designa con el nombre de *sal volátil de Inglaterra*, tiene por fórmula $2(AzH^3HO),3CO^2$. Algunos químicos lo consideran como una combinacion de carbonato neutro i de bicarbonato de amoniaco $(AzH^3HO,CO^2+AzH_3HO,2CO^2)$. La esperiencia parece confirmar esta manera de ver, porque cuando se trata esta sal por el alcohol, se descompone en carbonato neutro que se disuelve i en bicarbonato que se deposita en el líquido.

El sesquicarbonato de amoniaco tiene un sabor cáustico i un olor amoniacal mui pronunciado; cristaliza en octaedros que contienen 5 equi. de agua: espuesto al aire espide amoniaco i se trasforma poco a poco en bicarbonato i su reaccion es fuertemente alcalina.

Esta sal se forma en la destilacion de todas las materias animales

azoadas. Se le prepara calentando una mezcla de carbonato de cal (creta) i de sulfato de amoniaco; se forma sulfato de cal i el sesquicarbonato se volatiliza con una cierta cantidad de gas amoniaco i de vapor de agua que se desprende al mismo tiempo.

$$3(AzH^3HO,SO^3)+3(CaO,CO^2)=2(AzH^3HO),3CO^2+3CaO,SO^3+AzH^3+HO.$$

El sesquicarbonato de amoniaco se emplea en medicina i en los laboratorios.

276. Sulfato de amoniaco.—El sulfato de amoniaco AzH^3HO, SO_3, es una sal incolora, de un sabor amargo i picante; es mui soluble en el agua i cristaliza en prisma de 6 caras. El calor lo descompone i lo trasforma en sulfito de amoniaco.

Se prepara esta sal en los laboratorios, saturando una disolucion de amoniaco por el ácido sulfúrico ordinario. En las artes se obtiene calentando las materias animales con la cal, i recojiendo en el ácido sulfúrico diluido el amoniaco que se desprende.

Esta sal se emplea en la fabricacion del alumbre amoniacal.

277. Fosfato de amoniaco.—El fosfato neutro de amoniaco $2(AzH^3HO),PHO^5,HO$ es una sal incolora, sin olor i cristalizada en prismas de 4 caras. Hace tomar mui fácilmente el color verde al jarabe de violetas i restablece el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. El calor le descompone completamente: desaloja al amoniaco con los dos tercios del agua que contiene, i deja por residuo al ácido fosfórico monohidratado PHO^5,HO, que toma el aspecto de una masa de vidrio fundida.

Se obtiene el fosfato neutro de amoniaco vertiendo un lijero exceso de amoniaco líquido en el fosfato ácido de cal; se precipita un fosfato de cal insoluble i el fosfato de amoniaco queda disuelto en el líquido, Esta sal existe formada en la orina, en combinacion con los fosfatos de sosa i de magnesia.

Se ha propuesto el empleo del fosfato de amoniaco para hacer incombustibles los jéneros. Una gasa impregnada de una disolucion de esta sal i espuesta a la accion del fuego, se carboniza sin dar llama, porque el ácido fosfórico que resulta de la descomposicion de la sal amoniacal, cubre el tejido con una capa vitrea que le preserva del contacto del aire. Es probable que el borato de amoniaco, el silicato de potasa i todas las sales fácilmente fusibles produzcan el mismo efecto.

278. Nitrato de amoniaco.—El nitrato de amoniaco AzH^3HO, AzO^5, es una sal incolora, lijeramente delicuescente, de un sabor agrio i picante; es mui soluble en el agua i cristaliza en largas agujas prismáticas. El calor la descompone enteramente en protóxido de azoe i agua.

$$AzH^3HO,AzO^5=2AzO+4HO.$$

Deflagra con mucha vivacidad sobre el carbon incandescente. Esta sal se obtiene directamente, vertiendo un lijero exceso de amoniaco líquido sobre el ácido nítrico diluido. Sirve para la preparacion del protóxido de azoe.

279. CLORHIDRATO DE AMONIACO.—El clorhidrato de amoniaco, AzH^3,HCl, es vulgarmente llamado *salamoniaco*; es incoloro, de un sabor picante i sin olor sensible; cristaliza en agujas que se agrupan en forma de barbas de pluma i que se componen de un sinnúmero de pequeños octaedros regulares; esta sal es soluble en el alcohol i en el agua; calentada hasta el rojo sombrío se volatiliza sin descomponerse.

El clorhidrato de amoniaco ha sido largo tiempo fabricado en Ejipto; se le estraia del escremento de los camellos, en donde existe formado en gran proporcion. Se queman estos escrementos en una chimenea, en seguida se recoje el hollin i se calcina en grandes matraces de vidrio. La sal se sublimá poco a poco i forma una costra hemisférica en la parte superior del matraz. Se prepara actualmente el salamoniaco, calentando una mezcla de sulfato de amoniaco i de sal marina; se forma por doble descomposicion, clorhidrato de amoniaco que se volatiliza, i queda sulfato de sosa:

$$AzH^3HO,SO^3+NaCl=AzH^3,HCl+NaO,SO^3.$$

El salamoniaco sirve en los laboratorios para preparar el amoniaco. Se le emplea principalmente en las artes para desoxidar los metales, cuyos óxidos trasforma en cloruros volátiles. Se le utiliza igualmente para algunas operaciones de tintura.

XXV.

Magnesio.—Magnesia.—Carbonato de magnesia.

Magnesio.

EQUIVALENTE, $Mg=150$.

280. PROPIEDADES.—Este metal pertenece a la segunda seccion; es sólido, maleable, posee cierta ductilidad i presenta el color i brillo de la plata; se funde al calor rojo i su densidad es $=1,87$. Es ménos alterable al aire que los metales precedentes i no descomponen sensiblemente el agua fria; pero si la temperatura de este líquido pasa de 30°, su descomposicion principia al instante, siendo mui viva há-

cia los 100°. Cuando se le calienta hasta el calor rojo sombrio, al aire o en el oxíjeno, se enciende. Lo verifica igualmente en una atmósfera de cloro.

281. PREPARACION.—Obtiénese el mágnesio descomponiendo el cloruro de magnesio anhidro por el potasio o por el sodio. Se colocan en el fondo de un crisol de platino algunos glóbulos de potasio o sodio, i sobre éstos, fragmentos de cloruro de magnesio. Se cubre el crisol con su tapadera, que se sujeta con un alambre de hierro, i se somete a la accion del calor producido por una lámpara de alcohol. La reaccion se produce al calor rojo, con tan viva deflagracion, que proyectaria con fuerza la tapadera del crisol, a no hallarse ésta sólidamente fija. El potasio se combina con el cloro, i el magnesio queda libre. Se deja enfriar el crisol i se trata la materia por el agua tan fria como sea posible; el cloruro de potasio i el de magnesio no descompuesto se disuelven en el agua, i el magnesio queda en forma de glóbulos metálicos.

Magnesia, MgO.

282. PROPIEDADES.—Solo se conoce una combinacion del magnesio con el oxíjeno, es la *magnesia cáustica* o *anhidra.*

La magnesia es un polvo blanco, infusibles a las temperaturas mas elevadas de nuestros hornos; mui poco soluble en el agua, pues requiere unas 5000 partes de este líquido para disolverse. Sinembargo, esta solubilidad es suficiente para que la magnesia humedecida, restablezca el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido.

Es una base poderosa i satura bien los ácidos. La cal la precipita de sus disoluciones, lo cual es debido principalmente a que la magnesia es aun ménos soluble que la cal.

La magnesia anhidra se combina con el agua, pero con tal lentitud, que apénas es sensible el desprendimiento de calor: forma en este caso un monohidrato $MgO+HO$, que la accion del calor reduce fácilmente al estado anhidro. Fórmase tambien este hidrato cuando se trata por la potasa la disolucion de una sal magnesiana.

La magnesia cáustica es antídoto mui eficaz del ácido arsenioso, pues se combina con éste i forma un compuesto insoluble, que no tiene accion venenosa. Conviene tomar en estos casos la magnesia hidratada, o mui poco calcinada; su carbonato no podria servir para este objeto.

283. PREPARACION.—Para preparar el protóxido de magnesio, o

magnesia cáustica, no hai mas que calcinar el hidrocarbonato de magnesia, o la *magnesia blanca* o *alba* de los farmacéuticos. Como este hidrocarbonato es mui lijero, la magnesia que de él se saca es tambien mui lijera, i hai que emplearlo en volúmen considerable para obtener un peso algo notable de esta materia. Esta circunstancia es un verdadero inconveniente en muchas reacciones químicas, sobre todo cuando éstas se producen por via seca en vasos de cortas dimensiones. Para tales casos se prepara la magnesia por la calcinacion del nitrato de esta base, pues se obtiene un óxido mucho mas denso.

Carbonato de magnesia, MgO,CO^2

284. Estado natural.—Este carbonato se encuentra en la naturaleza por lo regular en masas compactas, i a veces tambien cristalizado en romboedros. Existe tambien combinado con el carbonato de cal que le es isomorfo, hallándose ademas en corta cantidad en casi todas las calizas. La *dolomia* de los mineralojistas, que forma rocas considerables en muchos parajes, señaladamente en los Alpes, es un carbonato doble de cal i magesia, de la fórmula CaO,CO^2+MgO,CO^2.

285. Preparacion.—Cuando se vierte un carbonato alcalino en la disolucion de una sal magnesiana, se forma un precipitado jelatinoso blanco, que es un hidrocarbonato de magnesia, es decir, una combinacion de hidrato i carbonato de magnesia. Las proporciones de estos dos compuestos son variables: dependen de la cantidad de carbonato alcalino que se emplee, del estado de concentracion de los líquidos i de la temperatura. Este producto se prepara en grande para los usos de la medicina, i los farmacéuticos le dan el nombre de *magnesia blanca* o *magnesia alba*. Tratan siempre de obtenerlo lo mas lijero posible, i con este objeto mezclan disoluciones dilatadas i calientes de sulfato de magnesia i carbonato de sosa. Se filtra el líquido por cestos de forma rectangular, cubiertos interiormente de una tela bastante fina para retener el precipitado, que es de hidrocarbonato de magnesia. Despues de bien lavado i seco forma masas rectangulares porosas i de estremada lijereza.

La magnesia blanca se disuelve en proporcion notable en el agua cargada de ácido carbónico: abandonada al aire esta disolucion, pierde su ácido carbónico i deposita carbonato de magnesia hidratado MgO,CO^2+3HO.

XXVI.

Aluminio.—Arcillas.—Vidrios.

Aluminio.

EQUIVALENTE, Al=170,98.

286. HISTORIA.—El descubrimiento del aluminio data desde el año 1827. Pertenece al químico Wœhler, que fué el primero que llegó a aislar este metal, descomponiendo el cloruro de aluminio por el potasio. Pero las verdaderas propiedades del aluminio solo han sido conocidas despues de los recientes trabajos de M. Deville. Estas propiedades son de tal manera notables i diferentes de las que habian encontrado los antiguos químicos, que el aluminio puede ser considerado como un metal nuevo i de los mas útiles.

287. PROPIEDADES.—El aluminio presenta poco mas o ménos el color i brillo de la plata; es dúctil, maleable, mui tenaz i no se funde sino a una temperatura mui elevada (un poco superior al punto de fusion del zinc). Es tan sonoro como el bronce i es mui buen conductor del calórico i la electricidad. Pero lo que distingue sobre todo al aluminio de los otros metales, es su gran lijereza: su densidad es solo =2,52, pesa por consiguiente, en volúmenes iguales, cerca de 4 veces ménos que la plata.

Léjos de ser, como anteriormente se creia, un metal mui oxidable, el aluminio resiste a la accion del aire i del oxíjeno, no solo en frio sino tambien a mui altas temperaturas. Medallas, hilos i láminas delgadas de este metal espuestos al aire durante muchos meses, no han sufrido alteracion alguna. Los ácidos sulfúrico i nítrico diluidos no tienen accion sobre el aluminio a la temperatura ordinaria, pero calentando, le disuelven; el ácido clorhídrico le disuelve, pero solo a la temperatura ordinaria; los óxidos alcalinos, la potasa i la sosa, le atacan mui fácilmente, lo que se esplica por la afinidad que tiene la alúmina con estos óxidos. El agua hirviendo no ejerce accion alguna sobre él. El aluminio, segun sus propiedades químicas, se aleja de la segunda seccion a que ha pertenecido hasta el presente. Segun M. Deville, debe colocarse en la tercera seccion al lado del cromo, hierro, niquel i cobalto.

El aluminio solo forma un óxido con el oxíjeno, la *alúmina* Al_2O^3, el cual es uu óxido indiferente, que hace el papel de base con los áci-

dos poderosos, i el de ácido con las bases enérjicas tales como la potasa, la sosa, etc.

El aluminio se encuentra mui esparcido en la naturaleza; las arcillas mas ordinarias contienen mas de 25 por ciento de su peso, i sabemos que las arcillas forman una parte considerable de la corteza del globo, de manera que se encuentra en gran cantidad en todas partes. El dia que se descubra un procedimiento de estraccion tan fácil como el que sirve para el hierro, el aluminio se hará mas comun que este último metal.

288. Preparacion.—Para preparar el aluminio se calcina fuertemente el *alumbre amoniacal* (sulfato doble de alúmina i amoniaco); resulta alúmina pura, la cual se mezcla con carbon i sal marina; se somete esta mezcla á la accion del cloro i se obtiene un *cloruro doble de alúminio i de sodio.* Este cloruro doble es el que sirve para estraer el aluminio, reduciéndolo por medio del sodio. Para esto, se mezcla el cloruro doble con fragmentos de sodio i se introduce todo en un horno de reverbero incandescente; en ménos de una hora la reaccion ha concluido: el sodio se apodera del cloro i se forma cloruro de sodio i aluminio metálico. Se abre un orificio inferior practicado en el horno; el aluminio fundido se escapa arrastrando consigo al cloruro de sodio, del cual se le separa en seguida por la accion disolvente del agua; se le funde de nuevo i se le da la forma de barras.

Por este procedimiento, debido a M. Deville, se obtiene el aluminio puro o casi puro, lo que no sucede con el procedimiento de M. Wœhler, por el cual solo se obtiene una aleacion de aluminio i de potasio, por cuya razon los químicos han estado por tanto tiempo ignorando las verdaderas propiedades de este metal.

289. Usos.—El uso del aluminio no está todavia mui jeneralizado, pero es fácil prever que este metal está destinado a muchas aplicaciones. Su color, su brillo, su inalterabilidad al aire, su maleabilidad, su ductilidad i sobre todo su gran lijereza le dan una gran importancia para muchas industrias. En el estado actual de su fabricacion i segun sus propiedades, se puede decir que el aluminio es un metal intermedio entre los usuales i los metales preciosos. Su precio, en volúmenes iguales, es tres veces menor que el de la plata, i todo hace esperar que bajará mas i mas a medida que los procedimientos de estraccion se simplifiquen i sean mas ventajosos.

Arcillas. Kaolin.

290. ARCILLAS.—Las arcillas son materias terrosas compuestas esencialmente de sílice i alúmina en proporciones variables; se encuentran mui esparcidas en la naturaleza, i la mayor parte provienen de las rocas silíceosas pulverizadas, descompuestas i reducidas a limo por las aguas. Son jeneralmente blandas, suaves al tacto, algunas veces blancas, pero por lo regular son verdes, amarillas o rojas a causa de los silicatos u óxidos de hierro que contienen. Poseen la propiedad de mezclarse con el agua, i forman con este líquido una pasta mas o ménos elástica, segun su grado de pureza. Esta pasta, al secarse, se contrae i resquebraja; sometida a la accion del calor esperimenta una contraccion considerable i se pone excesivamente dura, razon por la cual se le emplea para la fabricacion de vasos i otros útiles domésticos.

Las principales especies de arcillas son: la *arcilla plástica* o *grasa*, que tiene la propiedad de formar pasta trabajada con el agua, susceptible de amasarse i capaz de recibir toda especie de formas; la *arcilla magra*, que es la que contiene proporciones notables de materias estrañas; las *margas calizas*, que son las que contienen cantidades considerable de carbonato de cal; el *Kaolin* o tierra de porcelana; la *tierra de bataneros* que se emplea para desengrasar los paños, i los *ocres* o *tierras ocreosas*, que son mezclas íntimas de arcilla e hidrato de peróxido de hierro.

Las propiedades químicas de las arcillas son alteradas profundamente por la mezcla de las materias estrañas; i así la arcilla pura, i aun mezclada con arena es completamente infusible al calor mas elevado de nuestros hornos, pero se hace mui fusible cuando contiene proporciones notables de óxido de hierro o de carbonato de cal.

Los *ocres* se emplean en la pintura, i presentan colores variados segun la proporcion de óxido de hierro que contengan.

291 KAOLIN.—El Kaolin o *tierra de porcelana*, es una arcilla mui pura, formada completamente de silicato de alúmina hidratado Al^2O^3, SiO^3. Esta materia es blanca, compacta, infusible i forma pasta con el agua.

El Kaolin proviene de la descomposicion del feldspato (silicato doble de alúmina i potasa), el cual se transforma lentamente, en el lugar mismo en que se encuentra, en silicato de potasa que es disuelto por las aguas i en silicato de alúmina insoluble. Se encuentran grandes depósitos de Kaolin en Saint-Yrieix, cerca de Limoges, i en Sajonia. El Koalin se emplea para la fabricacion de la porcelana.

Vidrios.

292. VIDRIOS.—Se da el nombre de *vidrios* a ciertas materias duras i trasparentes que ofrecen una fractura particular denominada *fractura vitrea*. Por lo jeneral son silicatos dobles de potasa o sosa i de otra base terrosa o metálica. Se distinguen tres especies principales de vidrios; el *vidrio ordinario*, el *vidrio comun* o *vidrio de botella* i el *cristal*.

1.° *Vidrio ordinario*.—El vidrio ordinario que se emplea para las vidrieras i espejos comunes, es un silicato doble de potasa i de cal o bien de sosa i de cal.

En Alemania, en donde la potasa es mas abundante que la sosa, se fabrican vidrios de una trasparencia perfecta, fundiendo en un crisol de arcilla refractario, una mezcla de 12 partes de cuarzo hialino pulverizado, 6 partes de carbonato de potasa i dos partes de cal cáustica. Obtiénese de esta manera un silicato doble de potasa i de cal perfectamente incoloro, conocido bajo el nombre de vidrio de Bohemia. Este vidrio es mui estimado i se emplea para vasos, copas, frascos i otros objetos análogos.

En Francia, en donde la sosa es mas barata que la potasa, se hace uso del carbonato de sosa para la fabricacion del vidrio; pero el vidrio que se obtiene de este modo posee un color amarillo verdoso, poco sensible en masas delgadas, pero mui marcado cuando éstas tienen cierto espesor, por ejemplo, cuando se mira por el canto una lámina de vidrio.

Hé aquí el procedimiento seguido: se hace una mezcla de 10 partes de arena blanca, de 4 partes de creta blanca i de 3 partes de carbonato de sosa; se agrega a esta mezcla una cierta cantidad de vidrios viejos e inútiles, i todo se somete a una calcinacion preliminar llamada *frita*, cuyo objeto es determinar un principio de combinacion entre los elementos de la mezcla; en seguida se coloca la materia en crisoles de arcilla, i se le somete a la fundicion, esponiéndola a una temperatura mui elevada en hornos apropósito.

2.° *Vidrio de botella*.—El color verde que posee el vidrio de botella es debido a una gran proporcion de silicato de hierro que contiene. Los materiales que se emplean en esta fabricacion son:

Arena ferrujinosa..........	10	partes.
Arcilla ferrujinosa..........	10	»
Sosa de Varech............	6	»
Cenizas lavadas............	18	»
Fragmentos de botellas.....	10	»

Todas estas materias mezcladas se someten a la fundicion en los hornos construidos al efecto, i se obtiene un vidrio verde del cual se hacen las botellas.

3.° *Cristal.*—El cristal no es mas que un silicato doble de potasa i de plomo, el cual se obtiene fundiendo una mezcla de 30 partes de arena pura, 20 partes de minio i 10 partes de carbonato de potasa purificado. Resulta un vidrio perfectamente trasparente e incoloro i cuya dureza, densidad i poder refrinjente, son mucho mayores que en el vidrio ordinario. Se le emplea solamente para la fabricacion de objetos de lujo.

El *esmalte* es una especie de cristal a que se da opacidad interponiendo ciertos óxidos metálicos; por lo regular es el peróxido de estaño, o ácido estánico el que se emplea con este objeto. Por consiguiente, el esmalte es una mezcla de silicato i estanato de potasa i de plomo.

293. Vidrios coloreados.—La fabricacion de los vidrios coloreados está fundada en la propiedad que posee el vidrio de disolver la mayor parte de los óxidos metálicos sin perder su trasparencia. Basta agregar a la mezcla que debe producir el vidrio, cierta cantidad de un óxido metálico, para obtener por fusion un vidrio de color. El color varia con el óxido empleado; así.

El óxido de cobalto da un vidrio azul,
El peróxido de manganeso, violado,
El óxido de cromo, verde,
El protóxido de cobre, rojo,
El negro de humo en pequeña proporcion, amarillo,
El cloruro de oro, rosado,
La mezcla de óxido de cobalto i óxido de hierro, negro.

XXVII.

Hierro, fundiciones, acero. Oxidos de hierro.—Súlfuros de hierro.—Sulfato de hierro.

Hierro.

EQUIVALENTE, Fe=350.

294. Propiedades fisicas.—El hierro es un metal gris azulejo, dúctil, maleable i mui tenaz: un hilo de $0^m,002$ de diámetro no se

rompe sino bajo una carga de 250 kilógramos. Su densidad varia de 7,7 a 7,9. Es el cuerpo que posee en mas alto grado la propiedad magnética. Sometido a la accion del calor, el hierro se reblandece pero no entra en fusion sino a una temperatura excesivamente elevada i por mucho tiempo sostenida. Al calor rojo blanco se ablanda lo bastante para poder darle la forma que se desee por medio del martillo, i para soldarse consigo mismo sin necesitar de otro metal.

El hierro tiene textura granuda, la cual puede cambiarse en fibrosa golpeándolo con el martillo. Cuando se le funde i se le enfria bruscamente, cristaliza en cubos o en octaedros; tambien puede cristalizar sin entrar en fusion, como sucede cuando se somete a frecuentes vibraciones una barra de hierro forjado; se produce en la masa de esta barra un movimiento molecular que tiende a darle, al fin del tiempo, una estructura laminar i cristalina. Esta modificacion que esperimenta el hierro en su estructura, le hace perder una gran parte de su tenacidad, i es la causa a que debe atribuirse la ruptura tan frecuente de los ejes de carruajes, locomotoras, etc.

295. PROPIEDADES QUIMICAS.—El hierro puede conservar indefinidamente en el aire i en el oxíjeno seco a la temperatura ordinaria; pero en el aire húmedo se altera rápidamente i se produce un hidrato de peróxido de hierro que lleva el nombre de *orin*. Anteriormente hemos indicado la manera como se produce la oxidacion del hierro en el aire húmedo, solo agregaremos que el orin contiene siempre una pequeña cantidad de amoniaco, que proviene de la combinacion del azoe con el hidrójeno que se encuentra en estado naciente en la humedad que oxida al hierro. Puede impedirse la oxidacion del hierro, cubriéndolo con una capa delgada de zinc, i entónces toma el nombre de *hierro galvanizado*. El mismo resultado se consigue manteniendo el hierro en una disolucion mui débil de potasa, sosa, cal, o de otra cualquiera sustancia alcalina.

Cuando se calienta el hierro hasta el calor rojo en el aire o en el oxíjeno, arde con mucho brillo i se cubre rápidamente de una película negra de óxido, que se desprende i salta en vivas chispas bajo el golpe del martillo. Este óxido es una mezcla, en ciertas proporciones, de protóxido i de sesquióxido de hierro. Las chispas que saltan golpeando un pedernal con un pedazo de hiero se deben a pequeñas partículas que se desprenden del metal, i que calentadas fuertemente por el choque, se ponen incandescentes al combinarse con el oxíjeno del aire. El hierro reducido a polvo impalpable, como el que se obtiene reduciendo por el hidrójeno el óxido de hierro, se inflama espontáneamente en contacto del aire a la temperatura ordinaria. Este hierro lleva el nombre de *hierro pirofórico*.

El hierro descompone el vapor de agua al calor rojo: el hidrójeno se desprende i se forma un óxido que tiene por fórmula Fe^3O^4, es decir, la misma composicion que el óxido magnético.

Los ácidos sulfúrico, nítrico i clorhídrico obran con mucha enerjía sobre este metal.

El ácido sulfúrico diluido determina la descomposicion del agua a la temperatura ordinaria; se forma sulfato de hierro i se desprende hidrójeno:

$$Fe+SO^3,HO=H+FeO,SO_3.$$

El ácido sulfúrico concentrado i caliente forma tambien con el hierro un sulfato, pero en lugar de desprenderse hidrójeno, se desprende ácido sulfuroso:

$$Fe+2SO^3=SO^2+FeO,SO^3.$$

El ácido nítrico ordinario convierte al hierro en nitrato de sesquióxido, produciendo al mismo tiempo un desarrollo de vapores nitrosos. Si el ácido está mui diluido en agua, el metal se disuelve, pero sin desprendimiento visible de gas: en este caso se forma nitrato de protóxido de hierro i nitrato de amoniaco. En fin, cuando el ácido nítrico está en su máximun de concentracion, no ataca al hierro i entónces este metal se vuelve pasivo.

El ácido clorhídrico obra con enerjía sobre el hierro a la temperatura ordinaria; de la reaccion resulta protocloruro de hierro e hidrójeno que se desprende.

$$Fe+HCl=FeCl+H.$$

El hierro es el metal mas abundante en la naturaleza. Se le encuentra principalmente en estado de súlfuro, de óxido i de carbonato. Los aerólitos contienen el hierro en estado nativo, asociado con el cromo, con el niquel i con un poco de azufre.

El hierro se estrae de sus óxidos i de sus carbonatos, los cuales se descomponen por medio del carbon.

El hierro combinado en ciertas proporciones con el carbono i con el silicio, constituye la *fundicion* i el *acero*.

296. FUNDICIONES.—Existen muchas variedades de fundicion, las cuales pueden referirse a dos tipos: la *blanca* i la *gris*.

La *fundicion blanca* es brillante, de color arjentino, dura i mui quebradiza; su densidad es =7,85.

La *fundicion gris* tiene un color que varia desde el negro hasta el gris claro; es ménos dura que la anterior i posee cierto grado de ductilidad. Su densidad rara vez pasa de 7. Esta sustancia es la que se emplea para la fabricacion de los aparatos i útiles de fundicion que se usa en la industria i en la economía doméstica.

Estas dos especies de fundicion tienen poco mas o ménos la misma

composicion: una i otra contienen cercá de 5 por 100 de carbono e indicios de silicio. Las diferencias que se observan en sus propiedades físicas, no dependen mas que de su estado molecular, lo que se infiere de que, fundiendo la fundicion blanca, i dejándola enfriar lentamente, se convierte en fundicion gris; i esta última, fundida i enfriada bruscamente, se convierte en fundicion blanca.

297. Aceros.—Del mismo modo que la fundicion, el acero es un carburo de hierro que, en lugar de tener 5 por 100 de carbon, solo contiene de 6 a 7 milésimas. Es blanco, brillante i es susceptible de tomar un hermoso pulido; su densidad es poco diferente de la del hierro. Cuando se calienta el acero hasta una alta temperatura i se deja enfriar lentamente, adquiere la maleabilidad i ductilidad del hierro; pero si se le enfria repentinamente sumerjiéndole en una gran masa de agua o de mercurio, adquiere propiedades diferentes: se hace duro, quebradizo i mui elástico; en este caso lleva el nombre de *acero templado*.

Se distinguen tres especies de acero: el *acero natural* o *de forja*, el *acero de cementacion* i el *acero fundido*.

1.° *El acero natural* o *de forja* se prepara quitando a la fundicion una parte de su carbono en un horno de reverbero, alimentado durante muchas horas por una corriente activa de aire.

2.° El *acero de cementacion* se prepara calentando el hierro en barras en medio de un *cemento* compuesto de carbon de leña pulverizado, de hollin i de sal marina. Esta operacion se practica colocando alternativamente capas de cemento i de hierro en barras en grandes cajas de ladrillos refractarios, las cuales se mantienen durante muchos dias en hornos calentados hasta el calor rojo. Poco a poco el hierro se combina con el carbon i se trasforma en acero.

3.° El *acero fundido* no es otra cosa que el acero natural o el de cemento, al cual se le ha hecho esperimentar una fusion completa.

El acero fundido posee una homojeneidad perfecta, lo que le hace mui superior al acero natural i al acero de cementacion, pues estos últimos tienen siempre una textura irregular. Todos los instrumentos delicados de cuchillería i de cirujía se fabrican con esta especie de acero.

298. Oxidos de hierro.—Las combinaciones del hierro con el oxíjeno son varias; las principales son: el protóxido de hierro FeO, el sesquióxido Fe^2O^3, el óxido magnético Fe^3O^4 i el ácido férrico FeO^3.

1.° El *protóxido de hierro* FeO, es el óxido ménos oxijenado del hierro. Se le obtiene en estado de hidrato, cuando se precipita por

la potasa una sal de hierro disuelta en el agua. Este hidrato recien obtenido tiene color blanco, pero dejándolo en contacto del aire, absorbe rápidamente el oxíjeno i se pone de un color verde i en seguida amarillo, porque se trasforma en hidrato de sesquióxido.

2.° El *sesquióxido* o *peróxido de hierro* Fe^2O^3 es una base débil. Se le encuentra en mucha abundancia en la naturaleza, pues constituye uno de los minerales de hierro. Artificialmente se le prepara calcinando en un crisol el sulfato de protóxido de hierro.

$$2(FeO,SO^3)=SO^2+SO^3+Fe^2O^3.$$

Cuando se prepara de esta manera lleva el nombre de *colcótar* i se emplea en la pintura a causa de su hermoso color rojo. Puede tambien obtenerse el sesquióxido de hierro en estado hidratado, precipitando por el amoniaco una disolucion salina de peróxido de hierro. Este hidrato es amarillo i tiene por fórmula $Fe^2O^3,3HO$. El orin de que se cubre el hierro espuesto al aire húmedo, no es otra cosa que hidrato de sesquióxido.

3.° El *óxido magnético de hierro* es un compuesto intermediario entre el protóxido i el sesquióxido. Existe en abundancia en la naturaleza, amorfo i cristalizado en octaedros regulares. Se ha dado a esta combinacion el nombre de *óxido* magnético, por poseer en grado eminente las propiedades magnéticas. El iman natural no es otra cosa que el óxido de esta especie.

El óxido magnético no se presenta como un óxido particular, sino como una combinacion de protóxido i peróxido de hierro. Su fórmula es Fe^3O^4, o bien FeO, Fe^2O^3. Cuando se disuelve óxido magnético en un ácido, la disolucion posee las mismas propiedades que una mezcla de sal de protóxido i sal de sesquióxido. Si se vierte en ella un álcali gota a gota, se precipita primero el peróxido i luego el protóxido. Para precipitar los dos óxidos en combinacion, es necesario echar la disolucion de la sal de hierro en el líquido alcalino. El óxido magnético de hierro se forma cuando el hierro arde en el óxijeno o cuando se calientan hilos de este metal hasta una alta temperatura en un tubo de porcelana por el cual pasa una corriente de vapor de agua. El óxido que se forma tiene la misma composicion que el óxido magnético natural.

Tambien puede obtenerse este óxido hidratado, para lo cual se disuelve el anhidro en ácido clorhídrico, i se agrega a la disolucion un grande exceso de amoniaco: se forma un precipitado verde escuro, que se pone negro por la desecacion. Este hidrato es magnético como el óxido anhidro.

4.° El *ácido férrico* FeO^3 solo existe en estado de combinacion con

las bases; cuando se le quiere aislar, se descompone en sesquióxido i en oxíjeno.

Súlfuros de hierro.

299. Se conocen muchas combinaciones del hierro con el azufre; las principales son: el *protosúlfuro* FeS, el *bisúlfuro* FeS^2 i la *pirita magnética* Fe^7S^8.

1.° El *protosúlfuro de hierro* se obtiene combinando directamente hierro con azufre. Se calienta una barra de hierro hasta el rojo blanco i se sumerje en azufre derretido. La combinacion se efectúa con gran desprendimiento de calor; la barra de hierro queda corroida prontamente, i el súlfuro de hierro fundido se precipita al fondo del crisol. Pero es mas sencillo, para obtener este producto, calentar en un crisol una mezcla de azufre i de limaduras de hierro.

El protosúlfuro de hierro se combina fácilmente con un exceso de hierro i produce subsúlfuros, como se observa en muchas operaciones metalúrjicas.

Se obtiene este súlfuro hidratado bajo la forma de un polvo negro, cuando se precipita una sal de protóxido de hierro por la disolucion de un sulfhidrato alcalino.

El azufre i el hierro se combinan entre sí, en presencia del agua, aun a la temperatura ordinaria. Se mezclan íntimamente, en un barreño o cuenco, limaduras de hierro i flores de azufre, i se rocia la mezcla con un poco de agua. La temperatura aumenta al poco tiempo, el color de la pasta se oscurece, i al cabo de algunas horas las dos sustancias quedan combinadas enteramente. Suele ejecutarse esta preparacion en los laboratorios, con el objeto de aprovechar el producto para obtener hidrójeno sulfurado. Cuando se opera sobre una masa algo considerable de materia, la reaccion es a veces sumamente viva, i con frecuencia hace saltar materia fuera del vaso; es pues indispensable proceder con el mayor cuidado.

2.° El *bisúlfuro de hierro*, FeS^2, que no corresponde a ningun óxido conocido de hierro, es mui abundante en la naturaleza. Se le encuentra en forma de cristales cúbicos, brillantes i de un color amarillo de laton. Los mineralojistas le dan el nombre de *pirita marcial* o simplemente de *pirita*. Este mineral suele ser bastante duro para dar chispas con el eslabon. Puede obtenerse el mismo producto en los laboratorios, calentando protosúlfuro de hierro mui dividido, juntamente con la mitad de su peso de azufre, hasta que el exceso de éste se haya volatilizado; resulta así un polvo amarillo. Su densidad es

= 4,98. Los ácidos diluidos no le atacan, siendo así que en igual circunstancia, el protosúlfuro desprende abundantemente hidrójeno sulfurado. La pirita de hierro pierde por la accion del calor una parte de su azufre que destila, i queda un súlfuro compuesto de 100 partes de hierro i 68 de azufre, que puede considerarse como un súlfuro particular.

3.° La *pirita magnética* es un súlfuro de hierro que se encuentra en la naturaleza en masas cristalinas, con color de bronce, i cuya forma es un prisma exaedro regular. Contiene ménos azufre que el bisúlfuro o pirita ordinaria; los mineralojistas le dan el nombre de *pirita magnética*, porque tiene accion sobre la aguja imantada. Su composicion corresponde en jeneral a la fórmula $Fe^7S^8=5FeS+Fe^2S^3$.

Sulfato de hierro, $FeO,SO^3,7HO$.

300. Propiedades fisicas.—El ácido sulfúrico se combina con el protóxido de hierro en una sola proporcion, i forma un sulfato neutro, el cual se conoce en el comercio con los nombres de *vitriolo verde* o *caparrosa verde*.

Esta sal tiene un sabor estíptico, no es venenosa i es soluble en 2 veces su peso de agua fria i en tres cuartos de su peso de agua a 100° Cristaliza en prismas romboidales oblícuos que contienen 45,5 por 100 de agua, o 7 equi.

Si el sulfato de hierro cristaliza a la temperatura de 80° en presencia de un exceso de ácido, los cristales que se forman solo contienen 3 equi. de agua.

301. Propiedades quimicas.— Calentando el sulfato de hierro hasta la temperatura de 100°, pierde 6 equi. de agua, pero el 7.° solo se le puede quitar por un calor mucho mas subido; la sal se pone entónces de un color azul verdoso, pero si se la introduce en el agua, vuelve a tomar su color verde primitivo.

El sulfato de hierro calentado hasta el calor rojo, se descompone en peróxido de hierro, en ácido sulfuroso i en ácido sulfúrico anhidro: $2(FeO,SO^3)=Fe^2O^3+SO^2+SO^3$.

Los cristales de sulfato de hierro espuestos al aire absorben el oxíjeno, pierden su trasparencia i se cubren de una capa ocreosa i pulverulenta de subsulfato de peróxido de hierro $2(Fe^2O^3)SO$.

Todos los cuerpos oxidantes, tales como el cloro, el ácido nítrico, etc., le trasforman en sulfato de peróxido.

302. Preparacion.—Esta sal se prepara en los laboratorios tratando directamente el hierro por el ácido sulfúrico diluido :

$$Fe+SO^3,HO=FeO,SO^3+H.$$

En las artes se obtiene este producto, sometiendo a la accion del aire húmedo, ciertas piritas o súlfuros naturales de hierro, los cuales absorben poco a poco el oxíjeno i se trasforman en sulfatos de protóxido de hierro, el cual se purifica por una o muchas cristalizaciones.

303. Usos.—El sulfato de hierro se emplea principalmente en las tinturas. Se emplea para disolver el índigo, para fabricar el azul de Prusia, la tinta i todos los colores negros o grises. Calcinándolo se obtiene el colcótar o sesquióxido de hierro. En medicina se le emplea como astrinjente.

XXVIII.

Cobalto.—Protóxido de cobalto.—Niquel.—Protóxido de niquel.—Aleacion de niquel i cobre.

Cobalto.

EQUIVALENTE, $Co = 369,0$.

304. Propiedades.—El cobalto es un metal de color blanco gris, a veces presenta el color de la plata i es susceptible de tomar un hermoso pulido. Su estructura es de grano mui fino i parecida a la del acero ; su densidad es = 8,6.

El cobalto se funde tan difícilmente como el hierro i es tan fijo como este último metal. Del mismo modo que el hierro, el cobalto es magnético.

Este metal se conserva sin alteracion en el aire i en el agua a la temperatura ordinaria ; pero se oxida rápidamente a una temperatura un poco elevada.

Los ácidos sulfúrico i clorhídrico le atacan mui lentamente i con desprendimiento de oxíjeno ; por el contrario, el ácido nítrico le ataca con mucha enerjía.

El cobalto se combina directamente con el cloro, con el azufre, con el fósforo i con el arsénico. Con el oxíjeno forma cuatro compuestos, de los cuales dos son bien determinados, el protóxido i el sesquióxido ; los otros dos son intermediarios.

305. Preparacion.—Es mui difícil el obtener este metal en estado de pureza, a causa de que siempre se encuentra asociado con el niquel, con el arsénico i con el hierro, de cuyos cuerpos es mui costoso el separarlo.

Se le obtiene en estado de pureza, reduciendo por el hidrójeno uno de sus óxidos; pero el metal se presenta entónces bajo la forma de un polvo negro, que se enciende en cuanto se le arroja al aire, es decir que es pirofórico, del mismo modo que el hierro preparado en iguales circunstancias. Puede obtenerse el cobalto metálico puro, reduciendo por el hidrójeno, a la temperatura del calor rojo, el cloruro de cobalto: se obtiene ácido clorhídrico i cobalto metálico.

Puede obtenerse tambien el cobalto metálico, reduciendo por el carbon el óxido de cobalto, en cuyo caso el metal queda algo carburado, o bien calcinando a una temperatura elevada el oxalato de cobalto; el cual se descompone con desprendimiento de ácido carbónico: $CoO, C^2O^3 = CO + 2CO^2$.

Para preparar el metal por este último procedimiento, se hace uso de un tubo de porcelana cerrado por un estremo, en el cual se introduce el oxalato de cobalto, comprimiéndole bien a fin de hacer entrar la mayor cantidad posible; se coloca este tubo, despues de cerrado con una tapadera la estremidad abierta, en un crisol de barro; se llenan los intervalos con arcilla, i se sujeta el todo a un fuego fuerte de forja. El oxalato de cobalto se descompone i el metal queda solo, el cual se funde en forma de un boton metálico si la temperatura es suficientemente elevada.

Protóxido de cobalto, CoO.

306. Propiedades.—El protóxido de cobalto puede ser *anhidro* ó *hidratado*; en el primer caso tiene un color verde oliva mui oscuro, en el segundo su color es rosado.

El óxido de cobalto calentado en contacto del aire, absorbe el oxíjeno i se trasforma en óxido intermediario Co^3O^4. Si se deja el hidrato de cobalto por algun tiempo en contacto con agua que contenga aire disuelto, se cambia en un cuerpo de color verde sucio, que parece ser un hidrato de óxido intermediario.

Calentando el protóxido de cobalto con vidrio o con borato de sosa, produce un color azul mui puro, que resiste a las temperaturas mas elevadas que pueden producirse en los hornos de porcelana. Basta una cantidad mui pequeña de este óxido, para producir un color azul mui sensible. El borato de sosa, coloreado por el óxido de cobalto i tratado por el agua, da precipitado azul subido.

El óxido de cobalto se combina con los álcalis i los óxidos metálicos;

cuando se le calienta con potasa en un crisol de plata, se obtiene una combinacion de un color azul mui hermoso, que se descompone en contacto del agua. Se disuelve en el amoniaco i en una disolucion de carbonato de amoniaco, produciendo un líquido que absorbe el oxíjeno del aire i toma un color amarillo rojizo.

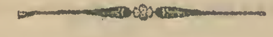
El óxido de cobalto se combina, bajo la influencia del calor, con la magnesia, la alúmina i el óxido de zinc: la combinacion con la magnesia es rosada; con la alúmina es azul hermoso i con el zinc es verde mui bonito.

307. Preparacion.—Se obtiene el protóxido de cobalto hidratado, cuando se trata por la potasa cáustica la disolucion de una sal de cobalto; por ejemplo, la de un sulfato o de un nitrato. Se lava bien el precipitado que se obtiene, para separar completamente la potasa, i se calcina despues fuera del contacto del aire.

El precipitado azul que se forma cuando se descomponen las sales de cobalto por una corta cantidad de potasa, no es óxido de cobalto, como se ha creido por mucho tiempo, sino una sal básica.

El protóxido anhidro de cobalto se obtiene calcinando hasta el calor rojo, i al abrigo del aire, el protóxido hidratado o el carbonato de cobalto.

308. Usos.—La propiedad que tiene el óxido de cobalto de formar con los silicatos fusibles vidrios de un color azul mui hermoso, hace que este cuerpo sea mui usado en las fábricas de cristales i de porcelana; el color azul que produce no se descompone a ninguna temperatura. Se le emplea tambien en las artes para azular el papel i en muchos otros casos como materia colorante.



Niquel.

Eqivalente, Ni=369,75.

309. Propiedades.—El niquel es de un color blanco de plata cuando no contiene cobalto; es dúctil, maleable i casi tan refractario como el manganeso. Cuando está combinado con el carbon, su fusibilidad es mayor. Su densidad es = 8,279, la cual aumenta a 8,666 cuando el metal ha sido forjado. Es magnético del mismo modo que el hierro i el cobalto, pero pierde esta propiedad cuando se le calienta hasta 350°.

El niquel permanece inalterado en el aire, pero calentado previamente i sumerjido en el oxíjeno, arde del mismo modo que el hierro,

Los ácidos sulfúrico, nítrico i clorhídrico le atacan i disuelven lentamente.

Si las minas de niquel fuesen mas abundantes, este metal seria empleado en la industria, pues goza de todas las propiedades necesarias para ser un metal útil.

310. PREPARACION.—El niquel metálico se prepara del mismo modo que el cobalto. El óxido de niquel, reducido por el hidrójeno a baja temperatura, da un metal pulverulento que se enciende al aire. Si la reduccion se verifica en un crisol con brasca, al fuego de forja, se obtiene un metal carburado bien fundido.

Protóxido de niquel, NiO. Aleacion de niquel i cobre.

311. PROPIEDADES.—El niquel forma con el oxíjeno un protóxido, un sesquióxido i un peróxido cuya composicion no es conocida. Nos ocuparemos del protóxido.

El protóxido puede ser anhidro o hidratado.

El *protóxido anhidro* es de un color gris ceniciento. El *óxido hidratado* tiene siempre un color verde manzana, es insoluble en la potasa i la sosa pero se disuelve en el amoniaco, dando una disolucion azul. La potasa, la sosa, la barita i la estronciana precipitan el óxido de niquel de esta disolucion.

312. PREPARACION.—Se obtiene el protóxido de niquel en estado de hidrato, precipitando una disolucion de sulfato de niquel por la potasa cáustica; el precipitado verde manzana que se obtiene, bien lavado con agua hirviendo i calcinado fuera del contacto del aire, da un polvo gris ceniciento, que es óxido anhidro. Se le prepara tambien por la calcinacion del hidrocarbonato.

313. ALEACION DE NIQUEL I COBRE.—Emplean el niquel en las artes para preparar una aleacion susceptible de hermoso pulimiento i capaz de adquirir el brillo de la plata. Esta aleacion se compone de

100 partes de cobre
60 de zinc
40 de niquel.

En el comercio la designan con los diferentes nombres de *pacfong*, *plata alemana*, etc. Se fabrican con ella diferentes objetos de adorno, especialmente para los carruajes, arneces, etc. Se ha propuesto em-

plearla para utensilios de cocina; pero este empleo seria peligroso, por ser la aleacion fácilmente oxidable, sobre todo en contacto de líquidos ácidos, i susceptible de formar sales venenosas.

XXIX.

Zinc.—Oxido de zinc.—Súlfuro i sulfato de zinc.

Zinc.

EQUIVALENTE, $Zn = 406,6$.

314. PROPIEDADES.—El zinc es un metal blanco azulejo de textura laminar. Es quebradizo a la temperatura ordinaria, pero se pone dúctil i maleable a la temperatura de 100°. Si se le calienta hasta 200°, se hace nuevamente quebradizo i puede reducírsele a polvo en un mortero. Se funde a 500° i se volatiliza al calor rojo blanco; su densidad varía de 6,86 a 7,21, segun que haya sido fundido o laminado.

El zinc puede conservarse sin alteracion en el oxíjeno o en el aire seco; pero se oxida prontamente en el aire húmedo. Su superficie se cubre entónces de una capa blanquizca i mui delgada de óxido de zinc, que es en parte carbonatada i que preserva de la oxidacion el interior del metal. Calentado en contacto del aire a una temperatura un poco superior a su punto de fusion, el zinc se inflama i arde con una llama blanca mui brillante; se convierte enteramente en este caso en óxido de zinc que se esparce en el aire bajo la forma de copos esponjosos.

El zinc descompone el agua bajo la influencia del calor; se disuelve rápidamente en frio en los ácidos sulfúrico i clorhídrico, con desprendimiento de hidrójeno i formacion de un sulfato o de un cloruro. El ácido nítrico le disuelve igualmente i le trasforma en nitrato de zinc. El zinc se encuentra en la naturaleza en estado de súlfuro (*blenda*), de carbonato (*calamina*) i de silicato. La blenda i la calamina son los dos minerales de que se estrae todo el zinc que se consume en las artes.

315. USOS.—El zinc tiene muchos usos. Se le emplea para preparar el hidrójeno i para construir las pilas voltaicas. Se le emplea para la fabricacion de techos, de canales, de cañerías, de puentes, de baños, etc. No se le debe emplear para la fabricacion de utensilios de cocina, porque las sales que podria formar con los ácidos que contienen ciertos alimentos serian venenosas.

Oxido de zinc, ZnO.

316. Propiedades.—Este óxido, cuya fórmula es ZnO, se conocia anteriormente con los nombres de *flores de zinc*, *lana filosófica*, etc. Es blanco, pulverulento i suave al tacto. Es fijo e irreductible por el calor; pero el hidrójeno i el carbono le descomponen fácilmente. Espuesto al aire, absorbe poco a poco el ácido carbónico i se trasforma en carbonato de zinc.

317. Preparacion.—El óxido de zinc se prepara quemando el zinc en contacto del aire, o bien descomponiendo por el calor el nitrato o el carbonato de zinc. Se le puede obtener tambien en estado de hidrato, precipitando una sal de zinc por la potasa cáustica.

318. Usos.—El uso principal que se hace de este producto es en la pintura. Mezclando el óxido de zinc con aceites secantes, se forma un color blanco que puede sustituir al blanco de plomo o albayalde, teniendo sobre éste la gran ventaja de no ennegrecerse por las emanaciones sulfurosas, i de no esponer a tantas enfermedades a las personas que lo manejan. Es mui reciente la fabricacion en grande de este producto, a que se da el nombre de *blanco de zinc*.

Súlfuro i sulfato de zinc.

319. Sulfuro de zinc.—El súlfuro de zinc constituye un mineral abundante, la *blenda*, de color amarillo pardo, traslúcido i cristalizado en octaedros regulares, o en cubo-octaedros. Puede obtenerse artificialmente este súlfuro, calentando limaduras de zinc con flores de azufre; pero es difícil obtener así una sulfuracion completa, i es mejor calentar una mezcla mui íntima de óxido de zinc i flores de azufre, con lo cual se desprende ácido sulfuroso i queda un súlfuro de zinc ZnS, bajo la forma de un polvo blanco amarillento.

320. Sulfato de zinc.—El sulfato es la mas importante de todas las sales de zinc. Cristaliza a la temperatura ordinaria con 7 equi. de agua, de los cuales 6 se desprenden con facilidad cuando se somete la sal a una temperatura poco superior a 100°. El sulfato de zinc cristalizado se disuelve en dos o tres veces su peso de agua a la temperatura ordinaria. A 100° su solubilidad es infinita, puesto que se funde, a esta temperatura, en su agua de cristalizacion.

Este sulfato se prepara en los laboratorios disolviendo el zinc metálico en ácido sulfúrico diluido. La preparacion en grande, se hace

tostando al aire libre i en forma de montones el mineral de zinc llamado *blenda.* Una porcion del azufre se desprende en estado de ácido sulfuroso, pero gran parte de la blenda se convierte eu sulfato de zinc, si la temperatura no pasa de cierto grado. Se trata por el agua la materia tostada, i se evapora la disolucion hasta que cristalice. A fin de facilitar el trasporte de la sal, se acustumbra fundirla en su agua de cristalizacion, i echar la masa líquida en moldes para darles la forma de ladrillos cuadrados. Esta es la sal que corre en el comercio con el nombre de *vitriolo blanco.*

XXX.

Estaño, sus óxidos.—Aleaciones de estaño.

Estaño.

EQUIVALENTE, Sn =735,3.

321. PROPIEDADES.—El estaño es un metal casi tan blanco como la plata. Frotado entre los dedos esparce olor sensible i característico. Es mui maleable, pero su ductilidad i tenacidad son débiles. Cuando se dobla una vara de estaño, produce un ruido particular que se llama *grito del estaño*; este ruido es causado por la textura cristalina del metal, cuyas diferentes partes frotan unas contra otras en el momento en que se hace el esfuerzo sobre ellas. La densidad del estaño es =7,29: se funde a 228° i se volatiliza, pero no de un modo sensible, al calor blanco. Puede obtenérsele cristalizado bajo dos formas diferentes: el cubo i el prisma de base cuadrada.

El estaño no se altera sensiblemente al aire a la temperatura ordinaria, pero a una temperatura elevada, se oxida rápidamente i se convierte en una mezcla de protóxido de estaño i de ácido estánico. Descompone el agua al calor rojo con desprendimiento de hidrójeno i formacion de ácido estánico.

El ácido sulfúrico concentrado i caliente ataca vivamente al estaño; se desprende ácido sulfuroso i se forma sulfato de protóxido de estaño. El ácido clorhídrico le disuelve rápidamente i le trasforma en protocloruro con desprendimiento de hidrójeno. El ácido nítrico le convierte en ácido estánico.

El estaño se encuentra en la naturaleza en estado de protosúlfuro i de bióxido o ácido estánico. Este último compuesto es el que suministra el estaño, desconponiéndolo por el carbon.

Los usos del estaño son mui numerosos; hace parte de varias aleaciones que luego veremos.

322. Oxido de estaño.—El estaño forma con el oxíjeno dos combinaciones bien definidas.

El *protóxido de estaño* SnO, que puede obtenerse en estado de hidrato precipitando por el amoniaco una disolucion de protocloruro de estaño.

El *bióxido de estaño* SnO^2, o *ácido estánico*, que existe en la naturaleza, i que se prepara artificialmente descomponiendo por el agua el percloruro de estaño.

Estos dos óxidos pueden combinarse entre sí i formar varios óxidos intermediarios, por ejemplo, el estanato de estaño SnO,SnO .

Aleaciones del estaño.

323. Aleacion de hierro i estaño.—Esta aleacion conocida con el nombre de *hojalata*, no es otra cosa que una plancha de hierro cubierta con una lijera capa de estaño. Se le obtiene sumerjiendo, durante algun tiempo, en un baño de estaño fundido hojas delgadas de hierro previamente desoxidadas.

Cuando se calienta suavemente una hoja de lata i se la frota en seguida con una esponja humedecida con agua acidulada, adquiere un brillo particular conocido con el nombre de *muaré metálico*. Este efecto es producido por la cristalizacion de la aleacion que ocupa la superficie de la hoja de hierro i que estaba oculta por una capa mui delgada de estaño puro. Quitando esta capa por medio del ácido, se descubren los cristales, cuyos reflejos variados forman el muaré metálico.

324. Aleaciones de estaño i cobre.—El cobre i el estaño forman varias aleaciones mui importantes, de las cuales las principales son: el *bronce de cañon*, el *bronce de campana*, el *metal para espejos de telescopios* i el *bronce de medallas*.

El *bronce de cañon* contiene 100 partes de cobre i 11 de estaño. Esta aleacion es de un color amarillo rojizo, mas dura i mas fusible que el cobre i un poco maleable. Tambien se le emplea para construir estátuas. Los antiguos, ántes de conocer el acero i el hierro, se servian de esta aleacion para fabricar sus armas i sus instrumentos trinchantes.

El *bronce de campana* es formado por 78 partes de cobre i 22 de

estaño. Esta aleacion tiene un color blanco gris, es dura i quebradiza; su textura es granuda i es un poco mas fusible que el bronce de cañon.

El *metal para espejos de telescopio* se compone de 67 partes de cobre i 33 de estaño. Suele agregarse a esto algunas veces un poco de arsénico para aumentar su dureza i su brillo.

El *bronce de medallas* contiene jeneralmente 95 partes de cobre, 5 partes de estaño i una mui pequeña cantidad de zinc.

Todas estas aleaciones presentan la propiedad de ser duras i quebradizas cuando se enfrian lentamente, miéntras que son maleables cuando se templan. Esta propiedad se utiliza en la fabricacion de medallas.

325 Aleacion de estaño i plomo.—Esta aleacion conocida con el nombre de *soldadura de plomeros,* se compone de 2 partes de plomo i 1 de estaño. Esta aleacion es de color blanco gris, maleable, mas dura i ménos fusible que el estaño; se le emplea para soldar plomo. Los hojalateros hacen uso, para soldar sus piezas, de otra aleacion de plomo i estaño compuesto de 50 partes de plomo i 50 de estaño. Esta aleacion es notable por una gran combustibilidad: calentada hasta el calor rojo, se inflama i continúa ardiendo sola hasta convertirse enteramente en estanato de plomo.

XXXI.

Plomo.—Oxidos de plomo.—Súlfuro de Plomo.

Plomo.

EQUIVALENTE, Pb =1294,5

326. Propiedades.—El plomo es un metal gris azulejo, dúctil, maleable, poco tenaz i tan blando que se puede rayar con la uña; deja sobre el papel una traza de color gris. Su densidad es = 11,35, se funde a 335° i se volatiliza al calor rojo. Cristaliza en octeadros regulares cuando se le somete a un enfriamento lento.

El plomo recien cortado presenta mucho brillo en su superficie, pero se empaña mui pronto en contacto del aire, cubriéndose de una capa mui delgada de color gris, que se supone ser de subóxido de plomo Pb^2O. A una temperatura elevada, el plomo se combina rápida-

mente con el oxíjeno del aire i se convierte en protóxido de plomo, PbO, cuerpo de color amarillo. Cuando se mantiene el plomo en el agua destilada en contacto del aire, se trasforma en carbonato hidratado, el cual se deposita sobre la superficie del metal, formando una capa blanca i cristalina. Este fenómeno se nota frecuentemente en las láminas de plomo que están espuestas a las lluvias i al aire húmedo.

Los ácidos sulfúrico i clorhídrico atacan el plomo, pero mui débilmente. El ácido nítrico le disuelve en frio i le trasforma en nitrato con desprendimiento de vapores rojos.

El plomo se encuentra en la naturaleza bajo diversos estados, principalmente en estado de súlfuro i de carbonato. El súlfuro de plomo, que lleva el nombre de *galena*, es el mineral de donde se estrae la mayor parte del plomo que se consume en la industria.

Los usos del plomo son mui numerosos i bastante conocidos para indicarlos aquí. Este metal hace parte de muchas aleaciones importantes.

Oxidos de plomo.

327 Oxidos de plomo.—El plomo forma con el oxíjeno tres combinaciones definidas, a saber: el subóxido de plomo, Pb^2O, el protóxido de plomo PbO, i el bióxido de plomo PbO^2. Ademas forma un óxjido intermedio llamado *minio*.

El *subóxido de plomo* Pb^2O, se obtiene bajo la forma de un polvo negro, descomponiendo por el calor el oxalato de plomo. Este óxido es el que se forma en la oxidacion del plomo al aire libre i a la temperatura ordinaria.

El *protóxido de plomo* PbO, se prepara calcinando el nitrato o el carbonato de plomo, o bien calentando en contacto del aire el plomo metálico. El color de este óxido varía desde el amarillo claro hasta el amarillo anaranjado; se funde al calor rojo sombrío i cristaliza por enfriamiento. Cuando ha sido fundido i cristalizado, lleva el nombre de *litarjirio*, en el caso contrario, se llama vulgarmente *massicot*. El protóxido de plomo forma con el agua un hidrato blanco, el cual se obtiene precipitando por la potasa o la sosa una sal de plomo.

El *bióxido de plomo* PbO^2, se obtiene tratando en caliente el minio por el ácido nítrico diluido; este ácido disuelve el protóxido de plomo i deja el bióxido bajo la forma de un polvo pardo. El calor le quita la mitad de su oxíjeno i le hace pasar al estado de protóxido. El

bióxido de plomo no se combina con los ácidos, pero sí con las bases, con las cuales forma compuestos perfectamente definidos i cristalizables. Por esta propiedad se le ha dado el nombre de *ácido plúmbico*, con el cual se le designa muchas veces.

El *minio* es una combinacion de protóxido i bióxido de plomo, de un color rojo mui hermoso, el cual se obtiene calentando en contacto del aire i a una temperatura que no pase de 300°, el protóxido de plomo o massicot. Este absorbe el oxíjeno del aire i se trasforma en minio, cuya composicion es mui variable, pero que se aproxima a la fórmula $2(PbO).PbO^2$; de manera que el minio puede considerarse como un plumbato de protóxido de plomo. Este cuerpo es uno de los mejores ejemplos que podemos dár de un óxido salino.

El minio se emplea, a causa de su bello color rojo, en la pintura. Se hace uso tambien de este cuerpo en la fabricacion de los cristales de primera calidad.

Súlfuro de plomo, PbS.

328. Propiedades.—El súlfuro de plomo, *PbS*, existe en la naturaleza bajo la forma de hermosos cristales cúbicos brillantes i de color gris azulado, el cual se conoce con el nombre de *galena*. Es mas comun de todos los minerales de plomo, i tambien el mas importante por ser el que suministra casi la totalidad del plomo que se emplea en las artes. Este súlfuro se funde al calor rojo; si fundido se le deja enfriar mui lentamente, la masa solidificada presenta textura cristalina. Es algo volátil, i se le puede sublimar en un tubo de porcelana, en medio de una corriente de gas: las paredes mas frias del tubo se cubren de una porcion de pequeños cristales cúbicos de súlfuro, notables por el hermoso brillo que presentan.

El súlfuro de plomo se deja tostar fácilmente, i los productos que da en este caso varian segun la temperatura i segun se practica la operacion. Jeneralmente se forma gran cantidad de sulfato i óxido de plomo, pero tambien puede obtenerse mucho plomo metálico. Si se calienta un equi. de sulfato de plomo con un equi. de protosúlfuro *PbS*, se desprende ácido sulfuroso, i quedan dos equi. de plomo metálico.

$$PbO,SO^3+PbS=2SO^2+2Pb.$$

Ademas, si se calienta un equi. de súlfuro de plomo con dos equi.

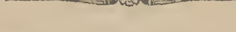
de protóxido, se desprende ácido sulfuroso, i se obtienen tres equi. de plomo metálico:

$$PbS + 2PbO = 3Pb + SO^2.$$

Concíbese, pues, que todas estas reacciones podrán verificarse durante la torrefaccion del súlfuro de plomo, i que podemos obtener mucho plomo metálico.

El súlfuro de plomo no se deja atacar sensiblemente, ni por el ácido sulfúrico diluido ni por el clorhídrico. El ácido sulfúrico concentrado e hirviendo le trasforma en sulfato de plomo, con desprendimiento de ácido sulfuroso. El ácido nítrico le ataca fácilmente, aun cuando esté diluido, i si la cantidad de agua mezclada con el ácido es suficiente, el azufre del súlfuro se separa, i el plomo se disuelve en estado de nitrato. El ácido nítrico fumante trasforma al súlfuro de plomo en sulfato; i en fin, el mismo ácido medianamente concentrado hace pasar una gran parte del súlfuro al estado de sulfato: el súlfuro restante se descompone, da azufre libre i plomo que se disuelve en estado de nitrato.

329. Preparacion.—El súlfuro de plomo puede obtenerse directamente, fundiendo una mezcla de plomo en granalla i azufre, con lo cual se combinan estos dos cuerpos desprendiendo calor i luz. Peró es necesario, si se quiere obtener puro el súlfuro de plomo, reducir la materia a polvo i calentarla de nuevo con azufre. Cuando se hace pasar una corriente de hidrójeno sulfurado por la disolucion de una sal de plomo, se forma un precipitado negro de protosúlfuro de plomo mui dividido.



XXXII.

Antimonio.—Oxidos de antimonio.—Súlfuro de antimonio.—Aleaciones de antimonio.

Antimonio.

equivalente, Sb=806,45.

330. Propiedades fisicas.—El antimonio es de color blanco de plata, lijeramente azulado i mui brillante. Su densidad es = 6,8 próximamente. Se funde a 450°, i da vapores sensibles al calor blanco, pudiéndole destilar a esta temperatura en medio de una corriente de gas hidrójeno; pero la destilacion es mui lenta por la débil ten-

sion de su vapor. Cristaliza fácilmente por via de fusion. Es un metal mui quebradizo i se le reduce fácilmente a polvo fino en un mortero.

331. Propiedades químicas.—Espuesto al aire, no se altera sensiblemente a la temperatura ordinaria; pero se oxida con prontitud cuando se le mantiene fundido en contacto del mismo fluido. Calentado hasta una temperatura elevada, arde con llama blanca i esparce humos abundantes.

Reducido este metal a polvo fino se disuelve en el ácido clorhídrico concentrado e hirviendo, con desprendimiento de gas hidrójeno. Pero no descompone el agua en presencia del ácido sulfúrico; ácido que solo le oxida cuando está concentrado i caliente, desprendiéndose entónces ácido sulfuroso. El ácido nítrico, aun cuando esté diluido, le ataca fácilmente i le reduce a un precipitado blanco insoluble. El agua réjia tambien le ataca, trasformándole en cloruro, que se disuelve sin alteracion en un exceso de ácido clorhídrico.

332. Preparacion.—El antimonio se encuentra en el comercio, pero nunca puro; para obtenerlo en este estado es necesario separarlo del hierro, plomo, arsénico i azufre que por lo regular contiene; lo que se consigue mezclándolo íntimamente con un décimo de su peso de nitro, i fundiendo la mezcla en un crisol de barro; se obtiene así un boton metálico, que presenta laminitas cristalinas sumamente ténues, i tanto mas finas cuanto mayor sea el grado de pureza del metal.

Oxidos de antimonio.

333. Se conocen dos combinaciones bien definidas del antimonio con el oxíjeno. La combinacion mas oxijenada hace las veces de ácido, i se llama *ácido antimónico,* siendo su fórmula Sb^2O^5; el óxido ménos oxijenado, que se representa por la fórmula Sb^2O^3, es una base débil, i le daremos el nombre de *sesquióxido de antimonio* o simplemente de *óxido de antimonio*.

Algunos químicos admiten la existencia de un tercer óxido, SbO^2, que llaman *ácido antimonioso*; pero es mas conveniente considerar este compuesto como un antimoniato de óxido de antimonio Sb^2O^3,Sb^2O^5.

334. Oxido de antimonio.—El óxido de antimonio se obtiene calentando el metal en un crisol imperfectamente tapado; se depositan sobre las paredes del crisol cristales mui brillantes de óxido de

antimonio. De este modo se obtiene siempre con una corta cantidad de ácido antimonioso; pero se le puede obtener perfectamente puro, vertiendo una disolucion de cloruro de antimonio Sb^2Cl^3, en otra disolucion hirviendo de carbonato de sosa: el óxido de antimonio se separa en forma de pequeños cristales.

El óxido de antimonio es de color blanco agrisado: se funde al calor rojo, i a mayor temperatura se sublima. Absorbe fácilmente el oxíjeno cuando se calienta en contacto del aire, trasformándose en antimoniato de óxido de antimonio. La accion del calor por sí sola no le descompone, pero con ausilio del hidrójeno o el carbon le reduce fácilmente.

Precipitado en frio de la disolucion del cloruro por el carbonato de sosa, es un hidrato de la fórmula Sb^2O^3+HO. Se disuelve fácilmente en los líquidos alcalinos, i forma verdaderas sales, en que hace de ácido.

Súlfuro de antimonio, Sb^2S^3

335. PROPIEDADES.—El súlfuro de antimonio existe en la naturaleza i forma filones en los terrenos antiguos, siendo el mineral mas abundante de antimonio. Se presenta siempre cristalizado, pero sus cristales prismáticos se hallan tan agrupados i embutidos unos en otros, que suele ser difícil descubrir su verdadera forma. El súlfuro de antimonio tiene color gris oscuro con un brillo metálico mui marcado; se funde a una temperatura inferior a la del rojo i cristaliza fácilmente por enfriamento. Su densidad es $=4,62$.

El súlfuro de antimonio se deja tostar fácilmente al aire libre, i no se forma en este caso sulfato, sino óxido de antimonio que se combina con el súlfuro no descompuesto, mayormente si la temperatura es elevada

Resultan de este modo oxisúlfuros que se liquidan i producen por enfriamento materias vítreas pardas, que corren en el comercio con los diferentes nombres de *vidrio de antimonio, hígado de antimonio o crocus*, segun las proporciones de los dos compuestos que los constituyen.

El súlfuro de antimonio se descompone por el hidrójeno al calor rojo; se desprende hidrójeno sulfurado, i queda por resíduo antimonio metálico; pero es difícil evitar el desprendimiento de una corta cantidad de antimonio en estado de hidrójeno antimoniado. El carbon le descompone igualmente a temperaturas elevadas, formando súlfuro de carbono que se desprende, i el antimonio queda en estado metálico; aunque no es fácil obtenerlo por este medio privado enteramente de azufre.

El hierro, el zinc i el cobre descomponen el súlfuro de antimonio al calor rojo; pero el antimonio metálico obtenido retiene siempre cierta cantidad de estos metales. El ácido clorhídrico concentrado lo disuelve fácilmente con desprendimiento de hidrójeno sulfurado: en los laboratorios se saca partido de esta reaccion para preparar el ácido sulfhídrico. El ácido clorhídrico concentrado e hirviendo ataca tambien al súlfuro de antimonio con desprendimiento de ácido sulfuroso. El ácido nítrico le trasforma en antimoniato de óxido de antimonio insoluble i en ácido sulfúrico.

336. Preparacion.—Puede prepararse este súlfuro por la combinacion directa del antimonio con el azufre, aunque se necesita para ello fundir repetidas veces la materia con azufre.

Puede prepararse tambien el súlfuro de antimonio Sb^2S^3, por via húmeda, haciendo pasar una corriente de gas ácido sulfhídrico por una disolucion de cloruro de antimonio, Sb^2Cl^3, en agua cargada de ácido clorhídrico. Se forma un precipitado anaranjado que es *súlfuro hidratado,* fácilmente soluble en los súlfuros alcalinos; en esta disolucion desempeña el papel de un ácido. Este súlfuro pierde fácilmente su agua por la accion del calor, i se convierte en súlfuro gris anhidro.

El súlfuro hidratado se emplea en medicina, mezclado o combinado con el óxido de antimonio.

337. Aleacion de antimonio i plomo.—Esta aleacion es la que se emplea para la fabricacion de los caractéres de imprenta. Se compone de

80 partes de plomo
20 id de antimonio.

Esta aleacion tiene la ventaja de ser ménos quebradiza que el antimonio i mas dura que el plomo, de manera que no corre el peligro de romperse o aplastarse por efecto de la presion ejercida sobre ella por la prensa. Ademas posee una fusibilidad mui grande, lo que permite construir caractéres sin defecto, pues se ajusta perfectamente al molde de la letra.

XXXIII.

Cobre.—Oxidos de cobre.—Súlfuros i sulfato de cobre

Cobre.

EQUIVALENTE, $Cu = 395,6$

338. PROPIEDADES FISICAS.—El cobre es un metal de color rojo, brillante, mui dúctil i mui maleable. Reducido a hojas mui finas, se pone trasparente, i hace tomar a la luz trasmitida un hermoso color verde. Por el frotamiento adquiere un olor desagradable i característico. Se funde al calor rojo; a una temperatura mas elevada se volatiliza, i sus vapores arden en el aire con una llama verde. Su densidad varía de 8,78 a 8,96. El cobre cristaliza con bastante facilidad en pequeños octaedros regulares.

339. PROPIEDADES QUIMICAS.—El cobre se conserva sin alteracion en el aire i en el oxíjeno seco a la temperatura ordinaria; pero se oxida rápidamente en el aire húmedo, i se cubre de una capa verde de carbonato de cobre hidratado. A una temperatura elevada, absorbe rápidamente el oxíjeno del aire i se trasforma en bióxido de cobre cuyo color es casi negro. El cobre no descompone el agua sino al calor rojo blanco.

El ácido sulfúrico concentrado i caliente disuelve el cobre con desprendimiento de ácido sulfuroso i formacion de un sulfato:

$$Cu+2SO^3=SO^2+CuO,SO^3.$$

El ácido nítrico le ataca igualmente, aun a la temperatura ordinaria, i le trasforma en nitrato de cobre con desprendimiento de deutóxido de azoe:

$$3Cu+4AzO^5=AzO^2+3(CuO,AzO^5).$$

El ácido clorhídrico ataca al cobre pero mui difícilmente i solo cuando el metal está mui dividido; se forma un protocloruro de cobre i se desprende hidrójeno: $Cu+HCl=CuCl+H$.

340. ESTADO NATURAL.—El cobre se encuentra mui abundante en la naturaleza en estado de súlfuro, de óxido, de carbonato, de silicato, etc. Se le encuentra tambien en estado nativo, bajo la forma de pequeñas masas irregulares, o cristalizado en octaedros.

El cobre es, despues del hierro, el metal mas importante a causa de los numerosos usos a que se le destina en la industria. Se le emplea en estado metálico puro i en aleaciones.

Oxidos de cobre.

341. Oxidos de cobre.—El cobre forma con el oxíjeno tres combinaciones definidas, a saber : el *subóxido de cobre*, Cu^2O, el *protóxido de cobre*, CuO, i el *bióxido de cobre* CuO^2.

El *subóxido de cobre* CuO^2, existe en la naturaleza en masas de hermoso color rojo, i a veces con lustre vítreo o en forma de cristales rojos. Los mineralojistas le designan bajo el nombre de *oxídulo de cobre.*

Puede obtenerse artificialmente este óxido, calentando en un crisol una mezcla, en partes iguales, de cobre metálico i de protóxido de cobre.

Los ácidos, concentrados i calientes, descomponen el subóxido de cobre en protóxido que se disuelve, i en cobre metálico que se separa.

El *protóxido de cobre*, CuO es la base que entra en la composicion de las sales ordinarias de cobre. Es amorfo, pulverulento i de un color pardo oscuro, casi negro. Se le prepara calentando fuertemente el cobre metálico en contacto del aire, o calcinando el nitrato de cobre. Forma con el agua un hidrato de color azul, CuO,HO, que se obtiene vertiendo un exceso de potasa o de sosa cáustica en una disolucion de una sal de cobre. Este hidrato es mui poco estable ; una lijera ebullicion basta para deshidratarle i convertirle en óxido negro anhidro.

El hidrato de protóxido de cobre se disuelve en el amoniaco, i da una disolucion de hermoso color azul, lijeramente purpurino, que se llama *agua celeste.*



Súlfuros i sulfato de cobre.

342. Sulfuros de cobre.—El cobre se combina con el azufre formando un subsúlfuro, Cu^2S i un protosúlfuro CuS.

El *subsúlfuro*, Cu^2S, corresponde al subóxido, Cu^2O, i existe cristalizado en la naturaleza. Se obtiene artificialmente, calentando una mezcla de 3 partes de azufre i 8 de torneaduras de cobre ; la combicion se efectúa con desprendimiento de calórico i luz.

Este súlfuro es de color gris de plomo, blando i mui fusible ; forma

con el súlfuro de hierro un compuesto conocido con el nombre de *pirita cobriza,* que es un mineral de cobre bastante abundante i por consiguiente mui esplotado. El color de este mineral es amarillo de laton.

El *protosúlfuro de cobre CuS*, no se ha encontrado todavia en la naturaleza, segun la opinion de algunos naturalistas, por lo ménos en estado puro. Puede obtenerse por via húmeda, haciendo pasar al traves de una disolucion de cobre, una corriente de hidrójeno sulfurado, en cuyo caso se presenta bajo la forma de un precipitado negro, algo rojizo, que calentado convenientemente pierde la mitad de su azufre i se convierte en subsúlfuro.

343. Sulfato de cobre.—Esta es la sal que corre en el comercio con el nombre de *vitriolo de cobre* o *vitriolo azul*, i en tal estado suele contener cantidades variables de sulfato de hierro.

El sulfato de cobre es soluble en cuatro partes de agua fria, i en 2 de agua hirviendo. Cristaliza a la temperatura ordinaria en forma de hermosos cristales azules, cuya fórmula es CuO,SO^3+5HO. Por la accion del calor, este sulfato pierde fácilmente 4 equi. de agua, pero retiene el último i no le suelta hasta una temperatura mas elevada, descomponiéndose entónces en óxido de cobre que queda, i en una mezcla de ácido sulfuroso i oxíjeno que se desprende.

El sulfato de cobre forma con los sulfatos alcalinos sulfatos dobles que cristalizan fácilmente. Da tambien sulfatos dobles, pero en proporciones variables, con el sulfato de magnesia i con los de protóxido de hierro, de zinc, de niquel, etc. Cristalizados a la temperatura ordinaria, contienen 5 equi. de agua cuando predomina el sulfato de cobre, i 7 equi. si el otro sulfato es el que existe en mayor cantidad.

El sulfato de cobre tiene varios usos. Se emplea en medicina para cauterizar, en agricultura para la conservacion de los cereales, en las tintorerías para teñir de negro, lila i violeta la lana i la seda. Se emplea tambien para azular el papel i en fin para la preparacion de ciertos colores verdes.

Para obtener el sulfato de cobre puro, es preciso atacar al cobre de primera calidad por el ácido sulfúrico diluido en la mitad de su peso de agua: se desprende ácido sulfuroso i se forma sulfato de cobre, que solo contiene lijeras señales de sulfato de hierro. Se evapora hasta sequedad, i al terminarse la evaporacion, se agregan algunas gotas de ácido nítrico, que hacen pasar el hierro al estado de sesquióxido. Tratando la materia por el agua, gran parte del hierro queda en estado de subsulfato anhidro de sesquióxido. Se hace hervir el líquido con un poco de hidrato o de carbonato de protóxido de cobre, que precipita los últimos restos del hierro, i en seguida se somete a la cristalizacion.

En la industria preparan el sulfato de cobre en gran cantidad, aprovechando las láminas de cobre que han servido para forro de bu-

ques, i han quedado deterioradas por la accion corrosiva de las aguas del mar. Se calientan estas láminas hasta el rojo sombrío en un horno de reverbero, i despues de cerradas las puertas de éste, se arroja en su interior cierta cantidad de azufre. La superficie del cobre es atacada enérjicamente por el azufre, cubriéndose de un súlfuro Cu^2S; en tal estado se abren las puertas del horno, para que penetrando el aire, se vayan tostando las láminas. Por esta torrefaccion, parte del azufre se desprende en estado de ácido sulfuroso, otra parte se convierte en ácido sulfúrico i se forma un subsulfato de protóxido de cobre. Se introducen en seguida las láminas en grandes calderas llenas de agua acidulada con ácido sulfúrico: el sulfato de protóxido de cobre se disuelve, i cuando el líquido llega a tener la cantidad necesaria de esta sal, se le evapora para que cristalice. Se repiten estas operaciones hasta que las láminas de cobre desaparezcan completamente.

XXXIV.

Mercurio.—Oxidos, cloruros i súlfuros de mercurio.—Amalgamas.

Mercurio.

EQUIVALENTE, Hg=1250.

344. PROPIEDADES FISICAS.—El mercurio es el único metal líquido a la temperatura ordinaria; es blanco, brillante, sin olor ni sabor sensible. Hierve i se volatiliza completamente a 350°. Sometido a un enfriamiento de —40°, se solidifica i toma el aspecto de la plata. En este estado es dúctil i maleable. La densidad del mercurio líquido es =13,596 a la temperatura de 0°; la del mercurio sólido es=14,4.

El mercurio da vapores sensibles a la temperatura ordinaria, pero sus vapores carecen de la fuerza espansiva que caracteriza los fluidos elásticos. Este hecho se demuestra suspendiendo una hoja de oro en un frasco en cuyo fondo se coloca una pequeña cantidad de mercurio. Al fin de algunos dias; se conoce que la hoja de oro se ha puesto blanca, pero solo en la estension de algunos centímetros por encima de la superficie del baño metálico.

345. PROPIEDADES QUIMICAS.—El mercurio espuesto al aire, absorbe lentamente una pequeña cantidad de oxíjeno a la temperatura ordinaria; su superficie se cubre con una película gris, formada de óxido de mercurio disuelto en un exceso de metal. A la temperatura de 350°, la oxidacion del mercurio en contacto del aire se hace mucho mas rápidamente. El metal se convierte entónces en óxido rojo.

HgO, que se deposita bajo la forma de pequeños cristales prismáticos. Hemos visto que el primer análisis del aire lo hizo Lavoisier oxidando el mercurio, mantenido durante muchos dias en ebullicion en un volúmen determinado de aire. El mercurio no descompone el agua a ninguna temperatura.

El ácido sulfúrico concentrado e hirviendo trasforma el mercurio en sulfato, con desprendimiento de ácido sulfuroso. El ácido nítrico le convierte, en frio, en nitrato, con desprendimiento de deutóxido de azoe. El ácido clorhídrico concentrado no tiene accion sensible sobre este metal, aun cuando intervenga el calor.

El mercurio se encuentra en la naturaleza en estado nativo, i principalmente en estado de súlfuro, llamado comunmente *cinabrio*



Oxidos, cloruros i súlfuros de mercurio.

346 OXIDOS DE MERCURIO.—El mercurio forma con el oxíjeno dos combinaciones, a saber: el *subóxido*, Hg^2O, i el *protóxido* HgO.

El *subóxido de mercurio*, Hg^2O, se obtiene bajo la forma de un polvo negro, precipitando por la potasa, o por la sosa, el nitrato de subóxido de mercurio. Este óxido es poco estable; se descompone bajo la influencia de la luz solar, o de una temperatura de 100°, en óxido rojo i en mercurio metálico.

El *protóxido de mercurio* HgO, se prepara haciendo hervir el mercurio en contacto del aire o bien calcinando a un calor moderado el nitrato de subóxido o de protóxido de mercurio. Obtenido de este modo, el óxido se presenta bajo la forma de laminitas cristalinas de un hermoso color rojo. El calor rojo le descompone completamente en oxíjeno i en mercurio metálico. Puede tambien obtenerse este óxido en estado anhidro, precipitando por la potasa o por la sosa una sal doble de protóxido de mercurio. Cuando se prepara por este último medio, es siempre amarillo i amorfo.

347 CLORUROS DE MERCURIO.—Se conocen dos combinaciones del mercurio con el cloro, a saber: el *subcloruro* Hg^2Cl, i el *protocloruro* $HgCl$.

El *subcloruro* Hg^2Cl, llamado tambien *calomolano*, es blanco, sin sabor, sin olor i es insoluble en el agua. Es volátil i cristaliza por sublimacion en prismas de 4 caras. La luz le descompone lentamente i le hace tomar un color gris: se desprende cloro i una cierta cantidad de mercurio queda libre. La densidad de este cuerpo es = 6,5.

El subcloruro de mercurio se trasforma en protocloruro en presencia de cloruros alcalinos i de sustancias orgánicas. Esta reaccion es mui importante para los médicos. Se comprende que no se debe ad-

ministrar el calomelano asociado con cloruros alcalinos, o poco tiempo despues de haber tomado bebidas o alimentos salados.

El calomelano se prepara por dos procedimientos:

1.º Vertiendo una disolucion de sal marina en otra de nitrato de subóxido de mercurio; hai doble descomposicion, i el calomelano se precipita bajo la forma de un polvo blanco:

$$NaCl+Hg^2O,AzO^5=Hg^2Cl+NaO,AzO^5.$$

2.º Calentando una mezcla de sulfato de subóxido de mercurio i sal marina. Hai tambien en este caso doble descomposicion; el calomelano se desprende bajo la forma de vapor, el cual se recibe en un recipiente bastante grande para que pueda condensarse en él ántes que pueda tocar sus paredes. De esta manera se obtiene el calomelano mui dividido i mui propio para los usos farmacéuticos:

$$NaCl+Hg^2O,SO^3=Hg^2Cl+NaO,SO^3.$$

El calomelano se emplea muchas veces en medicina como vermífugo i como purgativo.

El *protocloruro de mercurio*, $HgCl$, llamado tambien sublimado corrosivo, es blanco, sin olor i de un sabor acre i estíptico; 6 partes de este cuerpo se disuelven en 100 partes de agua a 10° i en 53 de agua hirviendo. Es volátil i cristaliza por sublimacion en octaedros rectangulares.

El protocloruro de mercurio se prepara calentando en un baño de arena en una retorta, una mezcla de sal marina i de sulfato de protóxido de mercurio. Este compuesto se forma por doble descomposicion, i se sublima sobre las paredes superiores de la vasija en que destila:

$$NaCl+HgO,SO^3=HgCl+NaO,SO^3.$$

El sublimado corrosivo es sumamente venenoso; se disuelve en 16 partes de agua fria i en 3 de agua caliente; se funde a 265° i se volatiliza a 295° bajo la presion ordinaria; su vapor es incoloro. En el alcohol se disuelve mas que en el agua i mas todavía en el éter.

Orfila ha propuesto como antídoto de este veneno la albúmina de clara de huevo, que forma con él un compuesto insoluble i sin accion sobre la economía. Los médicos emplean a veces el sublimado corrosivo, pero en dósis mui pequeña.

348. Sulfuros de mercurio.—El azufre forma con el mercurio dos compuestos cuyas fórmulas son: Hg^2S i HgS.

El *subsúlfuro de mercurio*, Hg^2S, es poco estable; se descompone con gran facilidad en mercurio metálico i en protosúlfuro. Este cuer-

po es negro, insoluble en el agua; por el calor se descompone en mercurio i en protosúlfuro. Se le prepara vertiendo gota a gota el nitrato de subóxido de mercurio en una disolucion de súlfuro de potasio. Se le recoje i se le lava, secándole despues en el vacío para no emplear el calor.

El *protosúlfuro de mercurio*, HgS se conoce con el nombre de *cinabrio* cuando es cristalizado, i con el de *bermellon* cuando se encuentra reducido a polvo mui fino.

El protosúlfuro de mercurio puede ser de color rojo o negro, pero en ámbos casos presenta la misma composicion.

El cinabrio es de un color rojo violáceo cuando está en masas, i de un rojo claro mui vivo cuando está reducido a polvo. Es insoluble en el agua, se volatiliza sin entrar en fusion a una temperatura poco elevada i cristaliza por sublimacion.

Cuando se le calienta en contacto del aire se inflama i se desprende ácido sulfuroso i vapores de mercurio. Es reductible por el hidrójeno i por el carbono i cede su azufre a un gran número de metales, tales como el hierro, el cobre, el antimonio, el zinc, etc. Los ácidos le atacan difícilmente: su mejor disolvente es el agua réjia.

El súlfuro negro se obtiene haciendo pasar una corriente de hidrójeno sulfurado al traves de una disolucion de mercurio hasta la saturacion.

Para preparar el *cinabrio*, se prepara primero un súlfuro negro, calentando, a una temperatura moderada, 150 partes de azufre con 950 de mercurio. Basta someter en seguida el producto que resulta a la sublimacion para obtener el cinabrio.

El cinabrio se encuentra en la naturaleza i es el mineral mas importante de mercurio: forma por lo regular masas compactas de color rojo oscuro, i a veces tambien cristales trasparentes de hermoso color rojo.

Aleaciones de mercurio o amalgamas.

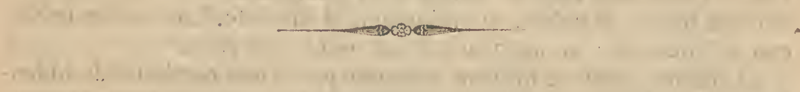
349. El mercurio puede combinarse con un gran número de metales i formar aleaciones llamadas *amalgamas*, que son líquidas o sólidas, segun sean las proporciones en que entre este metal. Las amalgamas mas importantes son las de estaño i de oro.

Amalgama de estaño.—Esta amalgama se compone de 4 partes de estaño i una de mercurio. Se emplea para el azogado de los espejos. Esta operacion se ejecuta de la manera siguiente: sobre una mesa de mármol que esté bien horizontal, lisa i rodeada de zanjitas, se estiende una hoja de estaño del tamaño del espejo que se quiere hacer; en-

seguida se la cubre con una capa de mercurio de 3 a 4 milímetros de espesor. Hecho ésto, se sumerje el canto de la lámina de vidrio en la capa de mercurio, i teniéndola horizontal, se la va empujando en este sentido, de manera que refluya delante de sí al mercurio excedente, i le haga caer en las canales laterales. En seguida se ponen pesos sobre la lámina, i se le deja así 15 o 20 dias, para que la adherencia de la lámina de vidrio i la amalgama sea completa.

Amalgama de oro.—Anteriormente se empleaba para dorar el cobre i la plata una amalgama de oro compuesta de 2 partes de oro i una de mercurio. Esta industria, tan nociva para los obreros que se dedicaban a ella a causa de los vapores mercuriales a que siempre estaban espuestos, se reemplaza hoi dia en casi todas partes por el dorado galvánico.

Por la propiedad que tiene el mercurio de amalgamarse con el oro i la plata, se le emplea en la estraccion de estos metales.



XXXV.

Plata.—Cloruro i sálfuro de plata.—Nitrato de plata.—Aleaciones de plata.

Plata.

EQUIVALENTE, $Ag = 1350$.

350. PROPIEDADES FISICAS.— La plata es el metal mas blanco de todos i el que posee mas brillo cuando pulido. Es mui dúctil, mui maleable i mui tenaz. Se funde al calor blanco i se volatiliza entre los dos polos de una pila mui enérjica. Su densidad es = 10,5. Cristaliza por fusion en cubos o en octaedros voluminosos.

351. PROPIEDADES QUIMICAS.—La plata no tiene accion sobre el aire ni sobre el oxíjeno a la temperatura ordinaria; pero cuando se le mantiene en fusion por largo tiempo en contacto del aire, absorbe cerca de 22 veces su volúmen de oxíjeno, el cual abandona en el instante de solidificarse. El gas, al desprenderse, proyecta muchas veces una parte del metal fuera del crisol en que está contenido. Esta singular propiedad no ha recibido todavía un esplicacion satisfactoria.

El ácido sulfúrico concentrado e hirviendo, ataca la plata i la convierte en sulfato con desprendimiento de ácido sulfuroso. El ácido nítrico, a la temperatura ordinaria, la disuelve fácilmente; se forma nitrato de plata i se desprende deutóxido de azoe. El ácido clorhídri-

drico solo ataca la plata cuando está mui dividida i a la temperatura de la ebullicion.

El azufre, el fósforo, el selenio, el cloro, el bromo i el iodo pueden combinarse directamente con la plata.

352. Estado natural.—La plata existe en la naturaleza bajo diversos estados, pero principalmente en estado nativo, cristalizada en cubos o en octaedros, i en estado de súlfuro i de cloruro.

Cloruro i súlfuro de plata.

353. Cloruro de plata. AgCl.—El cloruro de plata, se prepara en los laboratorios descomponiendo el nitrato de plata por una disolucion de sal marina. Hai doble descomposicion i el cloruro de plata se precipita.

$$AgO,AzO_5+NaCl=AgCl+NaO,AzO_5.$$

De este modo se obtiene el cloruro de plata bajo la forma de una masa blanca, coagulada i mui densa, completamente insoluble en el agua. El cloruro de plata es igualmente insoluble en el ácido nítrico; pero se disuelve mui fácilmente en el amoniaco, en los hiposulfitos i sulfitos alcalinos.

El cloruro de plata se altera mui rápidamente a la luz; se ennegrece i se trasforma en un subcloruro Ag^2Cl. Al calor no se descompone, pero a una temperatura de 260°, se funde en un líquido amarillo que se solidifica en una materia traslúcida, parecida al cuerno, que se deja cortar con el cuchillo. Da vapores sensibles al calor rojo, pero no es bastante volátil para destilar.

El cloruro de plata se reduce fácilmente por el hidrójeno; hai formacion de ácido clorhídrico i la plata queda en libertad: $AgCl+H=HCl+Ag$. El hierro, el zinc, el estaño i muchos otros cuerpos le reducen igualmente. Lo mismo sucede con los óxidos i carbonatos alcalinos i terrosos. En los laboratorios se emplea el cloruro de plata para obtener la plata metálica en estado de pureza absoluta: basta para esto reducirlo por una corriente de hidrójeno, o bien por una mezcla de creta i de carbon.

El cloruro de plata se encuentra en la naturaleza cristalizado en cubos: es gris o violado, lijeramente traslúcido: su composicion es idéntica a la del cloruro artificial.

354. Sulfuro de plata.—La plata i el azufre se combinan directamente cuando se calienta una mezcla de estos dos cuerpos. El exceso

de azufre destila, i si se activa la temperatura hasta el rojo, el súlfuro de plata se funde i se solidifica luego en una masa cristalina. Este súlfuro de plata tiene por fórmula *AgS*. Existe cristalizado en la naturaleza bajo la forma de octaedros regulares.

Obtiénese el mismo súlfuro de plata, por via húmeda, cuando se precipita una sal de plata por hidrójeno sulfurado o por un sulfhidrato alcalino. La plata descompone al ácido sulfhídrico, aun en frio, mayormente en presencia del agua, i su superficie se cubre de una película negra de súlfuro. Por esta razon la plata se ennegrece tan fácilmente en los sitios donde hai emanaciones sulfúreas, i la vajilla de plata se pone negra cuando se calienta en ella o se sirven calientes ciertos alimentos que puedan desprender hidrójeno sulfurado, como huevos o pescados, sobre todo si no están mui frescos.

El súlfuro de plata se combina con gran número de súlfuros metálicos, especialmente con los súlfuros electronegativos, tales como los de arsénico i antimonio. La naturaleza nos presenta cristalizados muchos de estos súlfuros dobles.

Nitrato de plata.

355. NITRATO DE PLATA, AgO, AzO^5.—El nitrato de plata es la única sal de este metal que merece ser estudiada particularmente. Es blanco, soluble en el agua i cristaliza en láminas romboidales. Se funde sin descomponerse a la temperatura del calor rojo sombrío; pero a una temperatura mas elevada, se descompone como todos los nitratos, i deja por resíduo plata metálica.

El nitrato de plata es mui cáustico; corroe fuertemente la piel i la mancha de negro, cuyas manchas desaparecen por medio del ioduro de potasio; fundido i amoldado en forma de silindros, constituye el cáustico que usan por lo jeneral los médicos con el nombre de *piedra infernal*

El nitrato de plata se prepara disolviendo en el ácido nítrico diluido la plata pura, ausiliando la reaccion con un calor suave. Evaporando la disolucion se obtiene la sal cristalizada.

Aleaciones de plata.

356. ALEACION DE PLATA I COBRE.—La plata es un metal demasiado blando para poder emplearlo en estado puro en la fabricacion de las monedas, de las medallas, de las vajillas i otros objetos. Las piezas fabricadas con la plata pura no tardarian en gastarse i en per-

der la pureza de sus contornos. Si se agrega a este metal una pequeña cantidad de cobre, se aumenta considerablemente su dureza sin alterar notablemente su color. Las aleaciones de plata i cobre deben tener cantidades determinadas de estos metales, lo cual está garantido por la lei. Segun la lei, las aleaciones que se hacen en Francia deben componerse:

	Plata.	Cobre.
Moneda de plata............	900	100
Medallas....................	950	50
Vajillas......................	950	50
Albajas.......................	800	200

La lei acuerda para estas cantidades un permiso de algunos milésimos a causa de la dificultad de obtenerlas por la fundicion directa de os dos metales. El permiso para las monedas i medallas es de 3 miésimos de diferencia por exceso o por defecto; para las vajillas i alhaljas es de 5 milésimos.

En Chile, la lei de la moneda de plata es la misma.



XXXVI.

Oro, sus cloruros i sus aleaciones.—Platino, estado natural i estraccion.

Oro.

EQUIVALENTE, Au = 1227,8.

357. PROPIEDADES.—El oro tiene un color amarillo característico; es el mas maleable i el mas dúctil de todos los metales. Reducido a hojas mui delgadas se pone trasluciente, haciendo tomar un color verde a la luz trasmitida. Se funde al calor blanco i, como la plata, se volatiliza a una temperatura mas elevada o bajo la accion de una corriente galvánica mui intensa. Su densidad es =19,5; puede cristalizar por fusion bajo diferentes formas.

El oro no se oxida en contacto del aire ni del oxíjeno a ninguna temperatura. Los ácidos sulfúrico, nítrico i clorhídrico no tienen accion sobre este metal. El agua réjia le disuelve i le trasforma en sesquicloruro Au^2Cl^3. Los únicos metaloides que atacan en frio al oro son el cloro i el bromo.

El oro se encuentra siempre en la naturaleza en estado nativo, en pequeñas masas o en cristales diseminados en las arenas o en los terrenos de aluvion antiguo.

358. Cloruros de oro.—El oro forma con el cloro dos combinaciones: un subcloruro, Au^2Cl, i un sesquicloruro Au^2Cl^3.

El *subcloruro*, Au^2Cl, se obtiene descomponiendo por el calor el sesquicloruro. El exceso de cloro se desprende i se obtiene por resíduo un polvo verdoso insoluble en el agua.

El *sesquicloruro de oro*, Au^2Cl^3, es la *sal de oro* por excelencia. Se obtiene bajo la forma de una masa cristalina de un color rojo pardo, mui delicuescente al aire, mui soluble en el agua, en el alcohol i en el éter. Se descompone por el calor i por la luz solar. Se le prepara disolviendo el oro en agua réjia i evaporando la disolucion a un calor moderado. El sesquicloruro de oro, disuelto en el éter, se empleaba antiguamente en medicina bajo el nombre de *oro potable.*

El sesquicloruro de oro hace el papel de ácido. Se le podria llamar ácido *cloro-áurico*. Se combina, en efecto, con los cloruros alcalinos i con otros muchos cloruros metálicos, para formar cloruros dobles o clorosales cristalizables. Ejemplo: el cloruro doble de oro i de potasio, KCl,Au^2Cl^3.

359. Aleaciones de oro.—El oro puro es demasiado blando para emplearlo en la fabricacion de monedas, vajillas, joyas, etc., i hai que alearlo con un poco de cobre o plata, a fin de obtener un metal mas duro i fusible que el oro puro. Las leyes de las aleaciones de oro i cobre empleados en Francia son las siguientes:

	Oro	Cobre
Moneda de oro	900	100
Medallas	916	84
Joyas (1.ª lei)	920	80
(2.ª lei)	840	160
(3.ª lei)	750	250

Esta última lei es la que emplean con preferencia los joyeros. Las aleaciones de oro i de plata, se someten, ántes de entregarlas al comercio, a ensayes que tienen por objeto comprobar la lei.

Platino.

EQUIVALENTE, Pt = 1232.

360. Propiedades.—El plátino forjado es blanco gris, dúctil, maleable i mui tenaz. Es infusible al fuego de forja, pero se funde al calor producido por un soplete de hidrójeno i oxíjeno, o entre los polos de una pila enérjica. Posee, como el hierro, la propiedad de

ablandarse al calor blanco i dejarse forjar i soldar consigo mismo, sin la interposicion de otro metal. Su densidad es = 22,5.

El platino no se oxida en contanto del aire o del oxíjeno a ninguna temperatura. Los ácidos sulfúrico, nítrico i clorhídrco no tienen accion sobre este metal. Como el oro, se disuelve en el agua réjia i pasa al estado de bicloruro, $PtCl^2$. El azufre, el fósforo, el silicio i algunos otros metaloides pueden combinarse directamente con el platino bajo la influencia del calor. El cloro puede atacarle igualmente, pero de una manera mui lenta; el iodo i el bromo no tienen accion sobre él.

La facilidad con que el silicio atàca el platino, es la causa de la destruccion de los crisoles de platino que se calientan a *fuego desnudo* sobre carbones incandescentes. La silice que siempre contiene el carbon ordinario, se reduce bajo la triple influencia del carbono, el calor i el platino, i el silicio que queda libre, se combina con este último metal. Se evita este inconveniente, colocando el crisol de platino en otro crisol de arcilla, en el fondo del cual se coloca una lijera capa de magnesia o de cal viva.

El platino puede obtenerse bajo la forma de una masa esponjosa, tierna i de color gris, llamada *esponja de platino*, o bajo la forma de un polvo negro, excesivamente fino, llamado *negro de platino*. Bajo estos dos estados, el platino goza de la propiedad de condensar los gases con desprendimiento de calor, i de determinar, en contacto del aire i del oxíjeno, la inflamacion de los gases i de los vapores combustibles. Así, si se proyecta un fragmento de esponja de platino en una campana que contenga una mezcla detonante de oxíjeno i de hidrójeno, la esplosion se verifica inmediatamente. Del mismo modo, si se dirije una corriente de hidrójeno sobre un pedazo de esponja de platino sumerjido en el aire, éste se pone incandescente i el gas se inflama. El platino forjado no presenta esta propiedad a la temperatura ordinaria, pero puede adquirirla bajo la influencia del calor.

Todos estos fenómenos se deben a una fuerza particular, completamente desconocida, i que se designa bajo el nombre de *catalíptica*.

361. Estado natural i estraccion.—El platino existe en estado nativo diseminado, como el oro, en la arena i en los terrenos de aluvion antiguo. Se le encuentra principalmente en Colombia, Brasil i en los montes Urales en Siberia. Se le encuentra mezclado costantemente con otros metales, tales como el paladio, el rodio, el iridio, etc.

El procedimiento que se emplea para la estraccion del platino es mui sencillo. Se trata el mineral por el agua réjia, que disuelve el platino i los demas metales que le acompañan. Se agrega agua al líquido i se vierte en él una disolucion concentrada de clorhidrato de amoniaco, que forma al instante un precipitado amarillo de cloruro doble de platino i amoniaco. Este precipitado, seco i calcinado al rojo

sombrío, deja por residuo una masa porosa que no es sino esponja de platino. Se reduce esta masa a polvo, i se agrega agua para formar una pasta homojénea, la cual se introduce en un cilindro de laton *cc'* (fig 53), cuya parte inferior se introduce en una cápsula de acero *C*. Cuando el cilindro está lleno hasta la mitad, se comprime la masa con un piston de acero *P*. El agua se separa del metal, i al fin de cierto tiempo, el metal se encuentra unido en un disco bastante compacto. Se calienta entónces este disco al calor blanco en un crisol de barro, i se le golpea sobre un yunque con un martillo pesado, hasta que el platino haya adquirido bastante cohesion para poder ser forjado i pueda tomar todas las formas que se quiera darle.

XXXVII.

QUIMICA ORGANICA.

Naturaleza de las materias orgánicas; sus análisis.—Caractéres de los ácidos orgánicos mas usuales: oxálico, acético, láctico, tártrico, tánico.—Alcalis orgánicos. Quinina.

Naturaleza de las materias orgánicas; sus análisis,

362. Naturaleza de las materias organicas.—La química orgánica tiene por objeto el estudio de las sustancias vejetales o animales. Estas sustancias se componen, unas de carbono e hidrójeno, otras, en mayor número, de carbono, hidrójeno i oxíjeno; otras, en fin, particularmente las que provienen de la organizacion animal, de carbono, hidrójeno, oxíjeno i azoe. Mui raramente se encuentra en su composicion azufre, fósforo, cloro, iodo, hierro, etc,

Se llama *principio inmediato*, toda sustancia que ofrece siempre las mismas propiedades, cualquiera que sea el vejetal o el animal que la suministre, i de la cual no pueden separarse muchas especies de materias sin alterar evidentemente su naturaleza i su constitucion; tales son, por ejemplo, la quinina, la morfina, etc.

Todas las materias orgánicas se descomponen por el calor: a una temperatura moderada, destilan algunas sin alteracion, como por ejemplo el alcohol, el éter, etc.; otras se volatilizan i se descomponen en parte, como el ácido oxálico; otras, en fin, se destruyen completamente, como el almidon, el azúcar, etc. Las sustancias *no azoadas* sometidas a la accion del calor dan en jeneral agua, ácido

acético, cuerpos alquitranados i dejan un residuo de carbon ; las sustancias *azoadas* suministran, ademas de estas materias, carbonato de amoniaco.

393. ANALISIS ELEMENTAL DE LAS MATERIAS ORGANICAS.—El anális elemental de las materias orgánicas tiene por objeto el hacer conocer la naturaleza i las proporciones de los cuerpos simples que las constituyen. El procedimiento que mas jeneralmente se emplea es el de M. Liébig. Por este procedimiento, la materia orgánica se quema en un tubo de vidrio con un cuerpo rico en oxíjeno, como el óxido de cobre o el cromato de plomo ; se forma ácido carbónico que se absorbe por medio de una disolucion de potasa colocada en el aparato de bolas, i agua que se absorbe en otro tubo que contenga cloruro de calcio. El peso del ácido carbónico indica el peso del carbono contenido en la materia orgánica ; el del agua sirve para calcular el peso del hidrójeno. Si el peso del hidrójeno agregado al del carbono representa exactamente el peso de la sustancia analizada, es que ésta no contiene mas que esos dos elementos ; en el caso contrario, la diferencia entre el peso de la sustancia i el de estos dos cuerpos representa el peso del oxíjeno. Si la materia contiene azoe, se recoje este gas en una probeta i se aprecia su peso por la medida de su volúmen. Se puede tambien medir el peso del azoe trasformándole en amoniaco ; basta para esto calentar la materia orgánica en presencia de un exceso de álcali.

Caractéres de los ácidos orgánicos mas usuales. Acido oxálico, acético, láctico, tártrico, tánico.

364. CARACTERES JENERALES DE LOS ACIDOS ORGANICOS.—Estos ácidos se encuentran repartidos abundantemente en la organizacion vejetal ; algunos, tales como los ácidos fórmico, úrico, etc., existen formados en los animales. La química no solo puede reproducir un corto número de ellos, sino tambien formar otros nuevos. Son por lo jeneral compuestos de carbono, hidrójeno i oxíjeno en proporciones mui variables. Casi todos son sin color, sólidos i cristalizables, esceptuando algunos que son líquidos, tales como los ácidos fórmico, láctico, etc. ; son solubles o insolubles en el agua.

Sometidos a la accion del calor, algunos ácidos orgánicos se volatilizan sin alteracion, como el ácido acético ; otros se descomponen enteramente. Cuando se destilan estos últimos en un baño de aceite, es decir, a una temperatura de cerca de 230°, *se formn ácidos pirojenados que difieren de los ácidos primitivos por el agua i el ácido carbónico, o por uno u otro de estos dos compuestos* se comprueba durante esta destilacion un desprendimiento de vapor de agua

i ácido carbónico puro; ejemplo: el ácido *tártico* $C^8H^4O^{10},2HO$=ácido *pirotártico* $C^6H^3O^5,HO+$ ácido carbónico i agua, $2CO^2$ i $2HO$, que se desprenden. Estos ácidos pirojenados, una vez formados, no pueden repro ducir los ácidos de que provienen.

El *cloro* ataca ciertos ácidos orgánicos i produce ácidos clorados; de esta manera el ácido acético $C^4H^3O^3,HO$ se trasforma en ácido cloroacético $C^4Cl^3O^3,HO$. Se vé aquí que el cloro ha sostituido al hidrójeno equivalente por equivalente. El *ácido nítrico* los descompone casi todos i forma, cediéndoles oxíjeno, agua, ácido carbónico i muchas veces ácido oxálico. El *ácido sulfúrico* los descompone mui a menudo tambien apoderándose de su agua. Ejemplo: el ácido oxálico se descompone en óxido de carbono i en ácido carbónico.

El calor i las fermentaciones desarrollan muchos ácidos orgánicos; por ejemplo, todos los ácidos pirojenados; el ácido acético que se forma en la destilacion de la leña; los ácidos láctico, tánico, péctico, etc. Las sustancias que ordinariamente se emplean para producir ácidos orgánicos son ajentes de oxidacion, a los cuales se hace obrar sobre las materias vejetales o animales; tales son el ácido nítrico, el ácido crónico, la mezcla de ácido sulfúrico i bióxido de manganeso, etc. Se emplean muchas veces tambien para producir estos ácidos, los álcalis, i en particular la potasa: de esta manera se obtienen los ácidos grasos por la accion de la potasa sobre la estearina, la margarina, la oleina, etc.

365. Acido oxalico.—El ácido oxálico C_2O^3,HO, es un cuerpo sólido, incoloro, cristalizado en prismas de 4 caras, soluble en el agua, de un sabor agrio i picante, venenoso cuando se toma en dósis de 15 a 20 gramos. El calor le descompone en agua, en óxido de carbono, en ácido carbónico i en una pequeña porcion de ácido fórmico. El ácido sulfúrico le quita su agua i le descompone enteramente en óxido de carbono i en ácido carbónico: $C_2O_3,HO+CO^3=CO+CO^2+SO^3,HO$. El ácido azótico le cede un equi. de oxíjeno i le trasforma en ácido carbónico; igual reaccion tiene lugar con el bióxido de manganeso $2C^2O^3,HO+MnO^2=2CO^2+MnO,C^2O^3+2HO$. El ácido oxálico se encuentra en estado libre en los filamentos de los garbanzos, en estado de bioxalato de potasa en la acedera. Se le obtiene artificialmente, tratando una parte de almidon o de azúcar por 8 partes de ácido nítrico diluido. En Suiza se le estrae del bioxalato de potasa que contiene la acedera; se trasforma desde luego esta sal por medio del acetato de plomo, en oxalato de plomo, el cual se descompone en seguida por el ácido sulfúrico diluido. Este ácido se emplea en la fabricacion de las telas pintadas, para limpiar el cobre i quitar las manchas de herrumbre.

El ácido oxálico forma con las bases sales llamadas *oxalatos*. Todos los oxalatos se descomponen por el calor en una mezcla de óxido de carbono i ácido carbónico que se desprende i en óxidos metálicos

o en metales. Así, el oxalato de zinc da óxido de zinc i volúmenes iguales de óxido de carbono i ácido carbónico $ZnO,C^2O^3=CO+CO^2+ZnO$. El oxalato de plata da plata metálica i ácido carbónico: $AgO,C^2O^3=2CO^2+Ag$. El ácido sulfúrico descompone todos los oxalatos trasformándolos en sulfatos, en óxidos de carbono i en ácido carbónico: $KO,C^2O^3+SO^3=CO+CO^2+KO,SO^3$. Todas las disoluciones de oxalatos dan, por la cal, un precipitado blanco de oxalato de cal.

Si se descompone por el calor el oxalato de amoniaco, se obtiene una sustancia blanca, sin sabor, sin olor i soluble en el agua hirviendo. Esta sustancia, que lleva el nombre de *oxánido*, tiene por fórmula C^2O^2,AzH^2, i no difiere del oxalato de amoniaco AzH^3HO,C^2O^3, mas que en dos equi. de agua; dándole estos dos equi. de agua, vuelve a pasar al estado de oxalato de amoniaco. El oxámido tiene una grande importancia teórica. M. Dumas lo considera como una combinacion de dos equi. de óxido de carbono, C^2O^2, con un radical hipotético, AzH^2, que ha recibido el nombre de *amidójeno*.

366. Acido acetico.—El ácido acético $C^4H^3O^3,HO$ es un cuerpo sólido hasta la temperatura de + 17°. A esta tempertura, se funde i forma un líquido incoloro, de un olor característico (olor a vinagre fuerte), de un sabor ácre i mui cáustico. Su vapor arde en contacto del aire con una llama azul. Este ácido se descompone al calor rojo en ácido carbónico i en un cuerpo líquido, incoloro, volátil i mui combustible llamado *acetona* o *espíritu piroacético*, cuya fórmula es $C^6H^6O^2$. El cloro trasforma el ácido acético en un ácido llamado *cloroacético*, en el cual los tres equivalentes de hidrójeno se hallan reemplazados por 3 equi. de coloro $C^4Cl^3O^3,HO$

El ácido acético existe en estado de acetato de potasa, de sosa o de cal, en la sávia de todas las plantas. Se forma en la destilacion de las maderas i de otras muchas sustancias orgánicas. El vino, en presencia del oxíjeno del aire i de una materia orgánica azoada que excite la fermentacion, se trasforma en *vinagre* o ácido acético diluido. La teoría de esta trasformacion es mui sencilla: el alcohol contenido en el vino, absorbe 4 equi. de oxíjeno i forma ácido acético i agua: $C^4H^6O^2$ (alcohol) $+4HO=C^4H^3O^3,HO$ (ácido acético) $+2HO$.

El vinagre de madera, o *ácido piroleñoso*, se prepara en grande, calcinando la madera en cilindros de hierro; se produce agua, alquitran, ácido acético i un líquido análago al alcohol mui volátil, inflamable, llamado *espíritu de madera*, cuya fórmula es $C^2H^4O^2$. El ácido acético se separa de estos diversos productos, convirtiéndole, por medio del carbonato de sosa, en acetato de sosa, sal que se descompone en seguida por el ácido sulfúrico. En fin, puede obtenerse tambien el ácido acético por la destilacion de los acetatos metálicos: de este modo es como se prepara, valiéndose del acetato de cobre, el ácido acético puro, llamado *vinagre radical*.

El ácido acético forma con las bases sales llamadas *acetatos*. Estas sales se descomponen al calor rojo, i dan por lo jeneral ácido acético i un residuo metálico; algunas veces dan *acetona* i dejan un carbonato; por ejemplo, el acetato de barita. Todos los acetatos son solubles en el agua; puestos en contacto con un ácido poderoso, dejan desprenderse el ácido acético, el cual se reconoce fácilmente por su olor, que es característico.

367. Acido lactico.—El ácido láctico $C^6H^5O^5,HO$ es un líquido de consistencia de jarabe, incoloro, inodoro i de un sabor fuertemente ácido. Es mui soluble en el agua, en el alcohol i en el éter. Sometido a la accion de un calor moderado, pierde su equivalente de agua i pasa al estado anhidro; a una temperatura mas elevada, se descompone completamente. El ácido nítrico le trasforma en ácido oxálico.

El ácido láctico existe formado en los sueros, en el jugo avinagrado de las betarragas, de las hortalizas, de las lentejas, en la berza ácida, etc. Se le encuentra igualmente en ciertos humores de la economía animal, en la sangre, en la orina, etc. Se le estrae jeneralmente de los sueros, a los cuales se agrega cal, que satura al ácido láctico i le convierte en lactato de cal. Se descompone en seguida esta sal por el ácido oxálico, el cual se apodera de la cal i deja libre al ácido láctico.

368. Acido tartrico.—El ácido tártrico $C^8H^4O^{10},2HO$ es un cuerpo sólido, de un sabor ácido agradable, soluble en el agua i cristaliza en gruesos prismas oblicuos de base rombal. Pierde por el calor sus dos equi. de agua i se convierte en anhidro (ácido pirotártrico); el ácido nítrico le trasforma en ácido oxálico. El ácido tártico se encuentra en gran número de frutas, hojas i raices. Se le estrae del tartrato ácido de potasa que se deposita en el interior de los toneles que contienen vino. Este tartrato ácido, tratado por el carbonato de cal, cede la mitad de su ácido a la cal, i se trasforma en tartrato neutro de potasa i en tartrato de cal; este último descompuesto por el ácido sulfúrico diluido, forma sulfato de cal i ácido tártrico que queda disuelto en el líquido: filtrando para separar el sulfato de cal, i evaporando tendremos el ácido tártrico cristalizado.

El ácido tártrico forma con las bases sales llamadas *tartratos*, de las cuales las mas importantes son el bitrartrato de potasa o *cremor tártaro*, i el tartrato doble de antimonio i de potasa conocido con el nombre de *emético*

369. Acido tanico.—El ácido tánico o *tanino* $C^{18}H^5O^9,3HO$ es un cuerpo sólido, blanco amarilloso sin olor, de un sabor mui astrinjente, soluble en el agua, en el alcohol i en el éter. Disuelto en el agua i espuesto al contacto del aire, absorbe fácilmente el oxíjeno i se tras-

forma en ácido gálico, con desprendimiento de ácido carbónico. El ácido tánico se combina con la piel animal i forma un compuesto insoluble, imputrescible e impermeable que se conoce bajo el nombre de *cuero*. El tanino precipita completamente la jelatina de sus disoluciones.

El ácido tánico existe formado en la nuez de agalla, en la corteza de los árboles i en casi todos los vejetales. Se le estrae de la nuez de agalla reducida a polvo i tratada por el éter, el cual disuelve el ácido tánico i le abandona en seguida por evaporacion.

La tinta ordinaria se prepara con el ácido tánico. Se mezcla una infusion de nuez de agallas con una disolucion de sulfato de protóxido de hierro. Se forma tanato de protóxido de hierro, que es de un color gris azulejo, pero que ennegrece en contacto del aire, porque se trasforma en tanato de peróxido de hierro. Se agrega ordinariamente a la tinta una pequeña cantidad de azúcar o de goma arábiga, a fin de darle mayor consistencia.

Alcalis orgánicos. Quinina.

370. Alcalis organicos.—Se designan bajo este nombre, los compuestos que, del mismo modo que los óxidos metálicos, pueden combinarse con los ácidos para formar verdaderas sales. Estos cuerpos son por lo jeneral inodoros i fijos, poco solubles en el agua i solubles en el alcohol o en el éter; la mayor parte cristalizan regularmente, tienen un sabor acre i amargo i constituyen venenos mui activos. Del mismo modo que los álcalis minerales, hacen tomar el color verde al jarabe de violetas i restablecen el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Se descomponen por el calor con desprendimiento de vapores amoniacales, lo que prueba que estos cuerpos contienen azoe. Existen ordinariamente en las plantas, donde se les encuentra combinados con diversos ácidos, tales como los ácidos láctico, mecónico, etc. Los principales álcalis vejetales son: la morfina, la narcotina, la estricnina, la quinina i la cinconina.

371. Quinina.—La quinina $C^{38}H^{24}Az^2O^4,6HO$, es una sustancia blanca, amarga, mui poco soluble en el agua, soluble en el alcohol i en el éter. Su disolucion acuosa, restablece el color azul a la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Calentada la quinina hasta 120°, pierde sus 6 equi. de agua i se trasforma en anhidra. A una temperatura mas elevada se descompone completamente dando un desprendimiento de amoniaco.

La quinina existe en las cortezas de las quinas combinada con el ácido quínico, i por lo regular asociada con otro álcali orgánico

llamado *cinconina*. Para prepararla, se emplea con preferencia la quina amarilla que la contiene en mayor cantidad. Se pulveriza la corteza i se le trata por el agua hirviendo cargada de ácido sulfúrico, que disuelve la quinina i la trasforma en sulfato. Se filtra la disolucion, se la descolora por el carbon animal i se le agrega amoniaco. Esta base se apodera inmediatamente del ácido sulfúrico para formar sulfato de amoniaco, i la quinina precipita bajo la forma de un polvo blanco.

La quinina se combina con casi todos los ácidos formando sales cristalizables, de las cuales la mas importante es el *sulfato neutro de quinina*, que se emplea en medicina como febrífugo. Esta sal es blanca, cristalizada en agujas finas i sedosas; es mui poco soluble en el agua fria, pero se disuelve fácilmente en el agua hirviendo. Se le obtiene combinando directamente la quinina con el ácido sulfúrico.

El descubrimiento de la quinina i su sulfato, fué hecho en el año 1820 por MM. Pelletier i Caventou.

XXXVIII.

Celulosa. Maderas.—Féculas. Dextrina. Glucosa.—Harinas. Almidon de trigo.—Gluten. Panificacion.

Celulosa. Maderas.

372. Celulosa.—La *celulosa* es la sustancia mas esparcida en la organizacion vejetal; en efecto, esta sustancia es la que constituye las paredes de las células i de los vasos de todas las plantas. Se encuentra casi pura en el algodon, en el cáñamo, en el lino i en la médula de sauco. El papel, los lienzos viejos i todas las fibras vejetales que han sufrido numerosos lavados, contienen igualmente la celulosa en estado de pureza.

La celulosa es blanca, sólida i diáfana; es insoluble en el agua, en el alcohol, en el éter i en los aceites fijos i volátiles. Los ácidos i los álcalis mui diluidos tienen poca accion sobre ella; pero cuando están concentrados, la destruyen i la trasforman en varios productos. Así, los ácidos sulfúrico i fosfórico la convierten desde luego en una sustancia soluble llamda *dextrina*, en seguida, en una sustancia azucarada llamada *glucosa*. El ácido nítrico fumante se combina con ella i la cambia, sin alterar su forma, en un producto insoluble, eminentemente inflamable i esplosivo, conocido bajo los nombres de *piroxilina*, *algodon nítrico* o *pólvora de algodon*. La potasa i la sosa, a una temperatura elevada, trasforman la celulosa en un ácido particular (*ácido úlmico*), con el cual se combinan.

La celulosa se compone de carbono, oxijeno e hidrójeno; su fórmula es $C^{12}H^{10}O^{10}$. Se ve que el oxíjeno i el hidrójeno se encuentran en esta sustancia en las proporciones necesarias para formar el agua.

373. MADERAS.—La madera es un cuerpo formado por la celulosa i por otra sustancia llamada *leñosa* o *materia incrustante,* que cubre interiormente las paredes de las celdillas o tubos fibrosos que la componen. Esta materia incrustante tiene por lo regular un color amarillo o pardo. Se encuentra mui abundantemente en las maderas duras i en los huesos de las frutas. Contiene mas carbono e hidrójeno que la celulosa, por cuya razon en su combustion desarrolla mayor cantidad de calor que esta última.

La madera es mas densa que el agua; si flota sobre este líquido, es en razon del aire que contiene en sus poros.

Sometida a la accion del calor en vasos cerrados, la madera se carboniza i da oríjen a diversos productos volátiles, de los cuales los mas importantes son, el ácido acético, el alquitran i el espíritu de madera. Calentada en contacto del aire, la madera arde con llama i deja por residuo la ceniza, compuesta en gran parte de carbonato de potasa, sílice i alúmina.

374. ALTERACION I CONSERVACION DE LAS MADERAS; SU COLORACION.—La madera sometida a la influencia simultánea del aire i de la humedad, se descompone al fin del tiempo i se trasforma en una materia parda o negra, llamada *humus* o *mantillo.* Esta alteracion de la madera es el resultado de una fermentacion lenta, producida por las materias azoadas que la savia ha depositado en su tejido. Muchas veces la madera se destruye a causa de que varios insectos u otros animales se alojan en ella i concluyen, ahuecándola en todos sentidos, por desagregarla completamente i reducirla a polvo.

Para protejer la madera contra estas dos causas de destruccion, basta introducir en su tejido materias antisépticas que la hagan imputrescible i venenosa. Las sustancias preservadoras de que se hace mas frecuentemente uso son: el acetato de hierro, el sulfato de cobre, el bicloruro de mercurio, el cloruro de zinc i el alquitran. Se utiliza jeneralmente la aspiracion vital para introducir estas materias en los árboles en pié, o recien cortados. Cuando el árbol está aun en pié, se practica en su base una incision circular, la cual se hace que comunique con un recipiente lleno de la disolucion antiséptica. Poco a poco el líquido sube al traves de los canales conductores de la savia i se reparte por todas las partes del tronco i de las ramas. Cuando los árboles están recien cortados, se les coloca horizontalmente sobre el suelo i se rodea el tronco, cerca de la estremidad inferior, con un saco impermeable que contiene el líquido preservador. La absorcion se apodera pronto de éste i le hace penetrar en toda la masa del vejetal, en donde reemplaza a la savia.

M. Boucherie, por un procedimiento semejante, ha llegado en los últimos tiempos a teñir interiormente la madera. Así, con una disolucion de acetato de cobre, se obtiene madera vetada de verde; el nitrato de cobre, la tintura de campeche i la tintura de tornasol dan colores azules; el sulfato de hierro i la nuez de agalla producen color negro, etc.

Féculas. Dextrina. Glucosa.

375. Fecula.—La *fécula* o *almidon* $C^{12}H^{9}O,^{9}HO$ es un cuerpo mui esparcido en la organizacion vejetal. Se le encuentra en las células de un gran número de plantas, bajo la forma de pequeños granos ovalados, compuestos de capas concéntricas, i que presentan en un punto de su superficie un pequeño agujero llamado *hilo* (fig 54). Las dimensiones de estos granos varian segun la naturaleza de la planta que los ha producido; jeneralmente están comprendidos entre 2 milésimos i 8 décimos de milímetro.

El almidon puesto en contacto con el agua a una temperatura de 60 a 100°, se hincha considerablemente i se trasforma en *engrudo*; una temperatura de 10° bajo cero hace perder al engrudo su consistencia i vuelve al líquido su fluidez primitiva.

El iodo forma con el almidon un compuesto llamado *ioduro de almidon*, de un color azul característico; si se tiene este ioduro de almidon disuelto en el agua, i a una temperatura de 66°, pierde su color, pero lo vuelve a tomar por enfriamento.

Los ácidos diluidos, i particularmente el ácido sulfúrico, trasforman al almidon en *dextrina* i en *glucosa* o azúcar de fécula. Esta trasformacion se comprende fácilmente, considerando que el almidon i la dextrina tienen exactamente la misma composicion, $C^{12}H^{9}O^{9},HO$, i que el azúcar de fécula solo se diferencia de estos compuestos, en que tiene 4 equi. mas de agua, $C^{12}H^{9}O^{9},5HO$. La potasa i la sosa forman con el almidon compuestos solubles en el agua, en los cuales el almidon parece hacer el papel de ácido.

376. Estraccion de la fecula de las patatas.—Los tubérculos de las patatas contienen en sus células gran cantidad de fécula, la cual se emplea como sustancia alimenticia. Para estraer esta fécula, cuyos granos son mui voluminosos (cerca de 2 décimos de milímetro), se comienza por lavar los tubérculos, para quitarles la tierra que está adherida a su superficie, en seguida se les reduce a pulpa por medio de un rallador, que rompe las celdillas, i se lava esta pulpa en cedazos bajo un chorrito de agua que arrastra la fécula i la trasporta a un recipiente colocado debajo, en cuyo fondo se deposita.

377. Almidon de trigo.—El trigo contiene tambien fécula encerrada en una especie de red cuyas mallas están formadas por una materia azoada que se designa bajo el nombre de *glúten*. La fécula del trigo, mas jeneralmente llamada *almidon*, se compone de granos mucho mas pequeños que los de la fécula de patatas; su diámetro es cerca de 4 centésimos de milímetro. Esta fécula se obtiene bajo la forma de un polvo mui blanco, casi cristalino, insípido, sin olor, insoluble en el agua, en el alcohol i en el éter. Se le emplea jeneralmente para almidonar los jéneros. Asociado con el glúten i sometido a la coccion, constituye el principal alimento del hombre, es decir, el pan.

El almidon se estrae del trigo por un procedimiento análogo al que se emplea para sacar la fécula de las patatas. Se hace una pasta de harina i se amasa esta pasta bajo un chorrito de agua que arrastra la fécula i deja por residuo el glúten. El agua cargada de fécula se recibe en un recipiente, en donde esta sustancia se deposita por el reposo.

378. Dextrina.—La dextrina, cuya composicion es idéntica a la del almidon ($C^{12}H^9O^9,HO$), es una sustancia sólida, amarillosa, friable, parecida por sus propiedades físicas a la goma arábiga; pero se distingue de esta última en que, tratada por el ácido nítrico ordinario, se trasforma en ácido oxálico i no en ácido múcico como lo hacen las gomas. La dextrina lleva este nombre a causa de la propiedad que tiene de desviar a la derecha el plano de polarizacion de la luz; es mui soluble en el agua e insoluble en el alcohol puro. Bajo la influencia de los ácidos diluidos se apodera de 4 equi. de agua i se convierte en glucosa. Esta propiedad constituye su principal carácter distintivo.

Hemos visto que los ácidos diluidos trasforman el almidon en dextrina. Esta trasformacion se opera por un simple cambio molecular, puesto que los dos cuerpos tienen la misma composicion química. Se prepara la dextrina, manteniendo durante dos horas a la temperatura de 100° una mezcla de almidon i ácido nítrico mui diluido en agua; el ácido se evapora i el almidon se convierte en dextrina.

La dextrina se emplea en las artes en la preparacion de las telas; en medicina i en cirujía, para preparar bebidas mucilajinosas i las fajas con que se forman los aparatos inamovibles en el tratamiento de las fracturas.

379. Glucosa.—La glucosa o *azúcar de almidon* $C^{12}H^9O^9,5HO$, es una sustancia amarillosa, blanda, difícilmente cristalizable, de un sabor ménos azucarado que el azúcar de caña, soluble en el agua i lijeramente soluble en el alcohol. El calor le descompone i le trasforma en *caramelo*. El ácido nítrico forma con este cuerpo ácido oxálico i un ácido particular llamado *ácido sacárico*. En presencia de las ba-

ses, como la potasa, la cal, el óxido de plomo, etc., la glucosa hace el papel de ácido i da oríjen a compuestos análogos a las sales. Bajo la influencia de los fermentos, la glucosa esperimenta la *fermentacion alcohólica* i se trasforma enteramente en alcohol, en ácido carbónico i en agua:

$$C^{12}H^{9}O_{9},5HO=2C_{4}H^{6}O_{2}\ (\text{alcohol})+4CO^{2}+2HO.$$

La glucosa no es el solo cuerpo que goza de esta propiedad. El *azúcar de frutas* o de *uvas* ($C^{12}H^{12}O^{12}$), que se encuentra en los jugos ácidos de los vejetales, i principalmente en las frutas, se cambia tambien, bajo la influencia de los fermentos, en alcohol i en ácido carbónico:

$$C^{12}H^{12}O^{12}=C^{4}H^{6}O^{2}+4CO^{2}.$$

Se prepara la glucosa haciendo obrar el ácido sulfúrico diluido sobre el almidon, a la temperatura de la ebullicion. El almidon se trasforma desde luego en dextrina, despues en glucosa. Para separar ésta del ácido sulfúrico, se le agrega una cierta cantidad de creta i se hace pasar la disolucion al traves de un filtro de carbon animal. El sulfato de cal queda en el filtro i el líquido pasa clarificado i sin color; se evapora este líquido i se obtiene la glucosa. La glucosa se emplea en la fabricacion de la cerbeza i para componer los vinos poco azucarados o poco alcohólicos. El azúcar que contienen los orines de las personas afectadas de la enfermedad llamada *diabetis*, es idéntica a la glucosa por su composicion i por sus propiedades.

Harinas. Glúten. Panificacion.

380. HARINAS.—Las harinas de cereales se componen principalmente de almidon i de glúten, a los cuales se asocian en pequeña proporcion algunos otros principios, tales como la glucosa, la dextrina, las materias grasas, la celulosa i sales. La tabla siguiente indica la composicion de las diversas harinas, segun los análisis de M. Péligot.

TABLA DE LA COMPOSICION DE DIVERSAS HARINAS.

HARINAS.	Almidon.	Glúten.	Glucosa i Dextrina.	Materias grasas.	Celulosa.	Sales.
De trigo....	58,12	22,75	9,50	2,61	4,00	3,02
De centeno .	65,61	13,50	12,00	2,15	4,10	2,60
De cebada..	65,43	13,96	10,00	2,76	4,75	3,10
De avena...	60,59	14,39	9,25	5,50	7,06	3,25
De maiz....	67,55	12,50	4,00	8,80	9,90	1,25
De arroz...	89,15	7,05	1,00	0,80	1,10	0,90

Se vé que la harina de trigo es la que tiene mayor cantidad de glúten, i por consiguiente mayor cantidad de materia nutritiva animal o plástica. Por esta razon, en casi todos los paises se emplea la harina de trigo para la fabricacion del pan. Esta harina es con frecuencia alterada fraudulentamente, pues la mezclan con otras harinas o con féculas que provienen de diversas plantas. Estas alteraciones se conocen jeneralmente por medio del microscopio.

381. Gluten.—El glúten, que forma, segun hemos dicho, la materia nutritiva animal o plástica de los cereales, es una sustancia azoada, análoga por su composicion a la fibrina, a la albúmina i a otros principios de la organizacion de los animales. Esta sustancia es blanda, de un color blanco azulejo, viscosa, elástica, insípida i de un olor desagradable; es insoluble en el agua i en el alcohol, pero soluble en el ácido acético; por el calor se descompone, i como todas las materias azoadas, da un desprendimiento de amoniaco. Espuesto al aire húmedo, el glúten se hincha, se ablanda i se pudre mui rápidamente.

El glúten se obtiene amasando bajo un chorrito de agua una pasta de harina de trigo candeal. El agua arrastra la fécula i deja entre las manos el glúten. Algunos químicos consideran este cuerpo como una mezcla de muchos principios grasos i azoados.

382. Panificacion.—La harina de trigo, contiene como se acaba de ver, fécula, glúten, glucosa, dextrina i algunas sales en pequeña proporcion. Para fabricar el pan, se hace una pasta con esta harina i con levadura fresca diluida en agua fria; se amasa esta pasta i se la deja abandonada a sí misma a una temperatura de 15° a 20°. Bajo la

influencia de la levadura, (*) una pequeña parte de almidon se trasforma en glucosa, que, agregándose a la que ya existe en la harina, esperimenta la *fermentacion alcohólica*, i se convierte bien pronto en alcohol i ácido carbónico. Este ácido, queriendo desprenderse, dilata las células del glúten, lo que hace que la pasta se ponga lijera i esponjada. Se dice entónces que la pasta está levantada i se la somete a la coccion en el horno. Se vé por lo que precede, que la fermentacion que tiene lugar en este caso, no es una fermentacion especial sino simplemente la fermentacion alcohólica, que estudiaremos un poco mas adelante.

XXXIX.

Azúcar de caña o de betarraga.—Fermentacion alcohólica.—Bebidas alcohólicas. Vino Cerveza. Sidra.

Azúcar de caña o de betarraga.

383. AZUCAR DE CAÑA O DE BETARRAGA ; SUS CARACTERES.—El azúcar de caña o de betarraga, $C^{12}H^{11}O^{11}$, es un cuerpo sólido, blanco i cristalizado en prismas romboidales ; cristalizado lleva el nombre de *azúcar candia*. A la temperatura de 180°, el azúcar de caña se funde en un líquido viscoso e incoloro que se trasforma por enfriamiento, en una masa sólida, trasparente i de fractura vítrea, conocida con el nombre de *azúcar vítrea* ; hácia 220°, pierde dos equi. de agua, i se trasforma en un cuerpo pardo, el *caramelo*, $C^{12}H^{9}O^{9}$, en fin, si se eleva mas la temperatura, se descompone enteramente i deja por residuo un carbon mui negro, liviano e hinchado.

El azúcar de caña es mui soluble en el agua e insoluble en el alcohol. Los ácidos diluidos le trasforman inmediatamente en azúcar de uvas $C^{12}H^{12}O^{12}$; el ácido nítrico concentrado le cambia en ácido oxálico. El azúcar de caña no fermenta inmediatamente ; pero, bajo la influencia de los ácidos vejetales que contienen fermenta o se trasforma en azúcar de uvas, i solo en este caso esperimenta la fermentacion. Este cuerpo se une fácilmente a las bases tales como la potasa, la sosa, la barita, la cal i el óxido de plomo, i forma con ellos compuestos mui análogos a las sales. Así si se vierte agua de barita en una disolucion concentrada e hirviendo de azúcar, se obtiene por enfriamien-

(*) La levadura no es otra cosa que pasta fermentada hasta ponerse agria i en la cual el gluten alterado ha adquirido la naturaleza i propiedades de un fermento. Algunas veces se reemplaza la levadura por el fermento de cerveza.

to un depósito cristalino, el cual puede considerarse como un *sacarato* de barita i cuya fórmula es $BaO,C^{12}H^{11}O^{11}$.

A la temperatura de la ebullicion, el azúcar reduce muchas sales metálicas. Esta propiedad se aprovecha para reconocer la presencia del azúcar en un líquido, aun en pequeña proporcion. Con este objeto se hace uso de un líquido azul, conocido bajo el nombre de *reactivo de frommherz*, el cual no es otra cosa que una disolucion de sulfato de protóxido de cobre, de potasa i de tartrato de potasa. Calentando esta disolucion con una pequeña cantidad de azúcar de caña, previamente trasformada en azúcar de uvas por medio de un ácido, se enturbia inmediatamente, toma un color rojo, en seguida se descolora i da un precipitado mas o ménos abundante de subóxido de cobre Cu^2O.

El azúcar de caña se encuentra formado en la caña de azúcar, en la betarraga i en jeneral, en todos los jugos de las plantas que no contienen ácidos libres, puesto que, segun hemos dicho, los ácidos le trasforman en azúcar de uvas. Se le estrae principalmente de la caña i de la betarraga.

384. Estraccion del azucar de betarraga.—La betarraga es una raiz carnuda i suculenta, perteneciente a una planta bisánua que pertenece a la familia de las quenopódeas. Estas raices contienen cerca de 10 por ciento de su peso de azúcar asociado con diversas materias orgánicas. El procedimiento que se emplea para estraer el azúcar es el siguiente :

Cuando las beterragas han adquirido todo su desarrollo, se las arranca, i despues de haberlas lavado se les somete a la accion de un rallador mecánico que despedaza sus células i la reduce a una pulpa mui fina. Esta pulpa se introduce en sacos de lana i se comprime por medio da una prensa hidráulica a fin de esprimir la mayor cantidad del jugo que contiene. Como este jugo tiende a descomponerse con mucha rapidez, se le coloca inmediatamente en una caldera i se le calienta hasta 60 o 70°. Se le agrega en seguida una pequeña cantidad de cal hidratada, i se calienta hasta que principie la ebullicion. La cal se combina entónces con las materias albuminosas i colorantes que contiene el jugo i forma diversos productos insolubles que se elevan a la superficie del líquido bajo la forma de espumas espesas. Esta primera operacion lleva el nombre de *defecacion*.

Cuando ha terminado la defecacion, se decanta el líquido i se le filtra al traves de carbon animal, haciéndole pasar por unos cilindros de hierro llenos de este carbon i cuyos fondos están agujereados del mismo modo que un espumador. Por esta filtracion, el líquido se clarifica i descolora. Se recibe en nuevos calderos calentados por el vapor a una alta presion, i se le hace hervir hasta que forme un jarabe suficientemente concentrado para cristalizar. Se quita entónces el vapor i se deja enfriar. Cuando la temperatura del jarabe ha descendido

a cerca de 50°, se le vierte en moldes de forma cónica, de tierra o de metal, que descansan por su cúspide, en la cual hai un agujero que se ha tenido cuidado de tapar con lienzo mojado. La cristalizacion dura 24 o 36 horas; al fin de este tiempo, se quita el tapon i se deja correr las melazas; en seguida se da vuelta al molde i por lijeros sacudimientos, se saca el pan de azúcar, que se coloca en los almacenes al abrigo de la humedad.

La estraccion del azúcar de betarraga es una de las industrias mas importantes.

Se estrae el azúcar de la caña de azúcar por un procedimiento poco diferente del anterior. Se comprimen las cañas por medio de molinos puestos en movimiento por una rueda hidráulica o por una máquina de vapor. El jugo que se recoje se coloca en una primera caldera en donde se le purifica por una pequeña cantidad de cal hidratada. Se le concentra en seguida en otros calderos i se le hace cristalizar. Se obtiene de este modo el azúcar bruto o azúcar *negro* que se consume en gran parte en este estado.

Las melazas, es decir, la porcion de jarabe que no cristaliza, sirve para fabricar los licores alcohólicos, i principalmente el ron.

Tanto el azúcar de caña como el de betarraga se somete ántes de ser entregado al comercio, a una operacion conocida con el nombre de *refinacion*. Esta operacion consiste en disolver nuevamente el azúcar en una cierta cantidad de agua, a la cual se agrega carbon animal i sangre de buei. Despues de una ebullicion suficientemente prolongada, se hace pasar el jarabe al traves de un filtro de carbon, i se le recibe en los moldes en que se le deja cristalizar.

Fermentacion alcohólica.

385. FERMENTACION ALCOHOLICA.—La glucosa o azúcar de almidon ($C^{12}H^9O^9,5HO$) i el azúcar de uvas ($C^{12}H^{12}O^{12}$), disueltos en el agua destilada i colocados al abrigo del contacto del aire, se conservan sin alteracion durante un tiempo indefinido. Pero si se agrega a la disolucion una cierta cantidad de *levadura de cerveza* i se calienta la mezcla hasta 25 o 30°, se vé desaparecer poco a poco el azúcar i trasformarse en ácido carbónico, CO^2. que se desprende i en alcohol $C^4H^6O^2$, que queda en el líquido:

$$C^{12}H^9O^9,5HO = 4CO^2 + 2C^4H^6O^2 + 2HO$$

$$C^{12}H^{12}O^{12} = 4CO^2 + 2C^4H^6O^2.$$

Este fenómeno lleva el nombre de *fermentacion alcohólica*. La

levadura de cerveza que en esta circunstancia hace el papel activo de *fermento*, es una especie de vejetal microscópico compuesto de células ovoides (fig 55) llenas de granos excesivamente pequeños suspendidos en un líquido mucilajinoso. Miéntras el trabajo de la fermentacion se efectúa, se ven todas estas células en un contínuo movimiento: salen a la superficie del líquido, en seguida bajan para volver a subir arrastrados por las burbujas de ácido carbónico que se desprenden de todos los puntos de su superficie. Pero poco a poco disminuye su volúmen, se altera su forma i concluyen por desaparecer, o mejor, por convertirse en otra materia gris e inerte. Así, el fermento es un ser organizado i vivo que, puesto en contacto con una disolucion de azúcar se desorganiza i perece, produciendo una fuerza por la cual el azúcar se descompone i se trasforma en alcohol i en ácido carbónico.

Si en lugar de agregar levadura de cerveza a una disolucion de azúcar, se le agrega una materia orgánica azoada de oríjen animal o vejetal, como clara de huevo, sangre, jetalina, glúten, etc., la fermentacion se produce tambien; pero es necesario que intervenga el oxíjeno del aire para que dé principio. El fermento se desarrolla entónces espontáneamente. Se organiza la primera célula i produce bien pronto la segunda por una especie de desarrollo en un punto de su superficie esterna: ésta enjendra una tercera, i así en seguida, hasta que se haya agotado la materia orgánica necesaria para esta jeneracion. El fermento, desarrollado de este modo, obra entónces sobre el azúcar i reproduce la serie de fenómenos que acabamos de indicar.

Se ha visto de que manera se destruye el fermento a medida que obra sobre el azúcar para convertirle en alcohol i en ácido carbónico; se ha visto tambien como se forma. Ahora, si se agrega a una disolucion de azúcar que contenga lavadura de cerveza (fermento) una materia orgánica azoada, el fermento se destruirá por una parte i se formará por otra: de manera que concluida la fermentacion, podrá quedar en el líquido una cantidad de levadura mayor que la que se habia introducido. Esto es lo que precisamente sucede en la fabricacion de la cerveza, la levadura aumenta poco mas o ménos en la razon de 1 a 7, porque la infusion de cebada jerminada con la cual se prepara esta bebida, contiene una gran cantidad de materias azoadas que, organizándose, producen mucho mas fermento que el que se necesita para destruir todo el azúcar que se encuentre en la infusion.

La azúcar de caña no fermenta sino despues de haber sido trasformado en azúcar de uvas, bajo la influencia de los ácidos débiles. Sinembargo, una disolucion de azúcar de caña mezclada con levadura de cerveza, sufre la fermentacion; porque la levadura contiene siempre ácidos vejetales en proporciones suficientes para operar la trasformacion de este azúcar en azúcar de uva. Solamente en este caso la fermentacion es mas lenta.

Casi todos los jugos de los vejetales contienen materias azucaradas

o amiláceas, asociadas con sustancias albuminosas susceptibles de formar fermentos. La fabricacion del vino, de la cerveza, de la sidra i demas bebidas alcohólicas, se apoyan sobre este hecho.



Bebidas alcohólicas: vino, cerveza, sidra.

386. Vino.—El jugo de las uvas contiene azúcar, materias albuminosas, materias colorantes, tanino i sales, principalmente bitartrato de potasa. Este jugo, abandonado a sí mismo bajo la influencia del aire i de una temperatura de 15 a 20°, fermenta rápidamente i se trasforma en un líquido alcohólico llamado *vino*.

Para hacer el vino se comienza por estrujar la uva i esprimir el mosto, lo que se ejecuta comunmente pisando hombres sobre ellas en los lagares. (*) Las uvas, así esprimidas, entran mui pronto en fermentacion : el azúcar que contienen se cambia en alcohol que queda en el líquido, i en ácido carbónico, cuyo rápido desprendimiento es causa de que las materias sólidas se levanten i se reunan en la superficie bajo la forma de una capa que se llama el *sombrero*. Al fin de seis u ocho dias, cuando la fermentacion está para concluir, se procede a la *trasiega*; se saca desde luego el vino por una llave situada cerca del fondo de la cuba, i se esprime en seguida el *orujo* por medio de una prensa. El líquido se recibe en toneles que se tiene cuidado de no tapar completamente pues la fermentacion continúa en ellas durante cierto tiempo, produciendo un desarrollo de ácido carbónico. Poco a poco el vino se aclara i cuando cesa la fermentacion, suele trasegarse por segunda vez, i en los meses de agosto o setiembre se cuela o clarifica si es necesario.

Para clarificar los vinos tintos se emplean claras de huevo, sangre de buei o jelatina. Estas sustancias se combinan con el tanino, con una parte del principio colorante, i al coagularse arrastran las materias en suspension. Los vinos blancos, que contienen mui poco tanino, se clarifican con cola de pescado, porque se coagulan mucho mas fácilmente.

Jeneralmente se cree que los vinos blancos se fabrican con uvas blancas : este es un error. Muchos vinos blancos se obtienen de uva negra. La materia colorante de la uva que se encuentra en la corteza, no puede disolverse mas que en el alcohol, por consiguiente, solo despues de haber fermentado el caldo de la uva puede tomar color. Se comprende, pues, que, si en lugar de pisar la uva, se le comprime ántes de la fermentacion, se obtendrá un caldo incoloro que, se-

(*) Es absolutamente indispensable para el desarrollo de la fermentacion, desgarrar la uva con el objeto de poner el mosto en contacto con el aire. En efecto, se sabe que las uvas enteras abandonadas a sí mismas se secan i no fermentan jamas.

parado de las pequeñas partes de corteza que han quedado en la prensa o lagar dará vino blanco.

Los vinos espumosos, como el champaña, se hacen con uva negra, cuyo zumo es jeneralmente mas azucarado que el de la uva blanca; pero a fin de que el mosto no tome color, se evita en lo posible desgarrar el tejido de la piel de los granos o de las raspas. Se recolecta la uva en el tiempo mas templado de la estacion, se trasporta con cuidado a las prensas, i por una primera presion no mui fuerte se esprime el mosto, que debe dar el vino de primera calidad; la masa esprimida se pisa i prensa de nuevo fuertemente, i se obtiene un mosto coloreado, que se trasforma despues en vino rosáceo. Se deja que fermente cuanto sea necesario i se le cuela dos o tres veces consecutivas, se le agrega 3 a 5 por ciento de azúcar candia i se le coloca en botellas cuyas tapas se sujetan bien con alambres de hierro. El azúcar, bajo la influencia del fermento que todavía existe en el vino, esperimenta la fermentacion alcohólica, pero el ácido carbónico que se forma, no pudiendo desprenderse, queda disuelto en el vino bajo la presion de muchas atmósferas i le hace espumoso.

387. Cerveza.—La cerveza es un bebida lijeramente alcohólica, preparada con granos de cereales, principalmente con la cebada cuyo precio es poco subido.

Para fabricar la cerveza, se principia por introducir la cebada en depósitos o estanques de mampostería con 4 o 5 veces su volúmen de agua, a fin de hacerla jerminar mas fácilmente. Cuando los granos se han hinchado suficientemente, lo que exije un tiempo que varia entre 12 a 36 horas, segun sea la estacion, se le trasporta al jerminador, especie de cueva sobre cuyo suelo se le estiende en una capa de 40 a 50 centímetros de espesor. La jerminacion demora de 15 a 20 dias. El jérmen adquiere entónces una lonjitud igual a los dos tercios de la del grano, i con él se forma una sustancia particular, la *diastasa*, (*) que goza de la propiedad de trasformar en glucosa todo el almidon que contengan aun los granos de cebada.

Para detener la jerminacion, se saca la cebada del jerminador i se la seca desde luego en un granero al aire libre, i luego en una estufa de corriente de aire caliente. Por efecto de la desecacion, las raicillas se vuelven quebradizas, i se separan con mucha facilidad por una especie de tamizacion en aparatos a propósito. La cebada jerminada i privada de raicillas se deja espuesta por algun tiempo al aire libre,

(*) La diastasa es una sustancia azoada, blanca, amorfa, soluble en el agua e insoluble en el alcohol puro. Esta sustancia se desarrolla siempre en torno del jérmen durante la jerminacion de los granos. Su oficio es convertir en dextrina i en azúcar la materia amilácea, con el objeto de que esta materia pueda disolverse i dar nacimiento al jérmen. La accion de la diastasa es mui enérjica: una parte basta para trasformar en dextrina i luego en azúcar 2000 partes de almidon.

donde adquiere un poco de humedad i puede ser molida mas fácilmente. Esta operacion se fabrica entre muelas horizontales de piedra, mantenidas con tal separacion, que los granos queden rotos i estrujados, pero no reducidos a harina. El producto es lo que se llama *malt.*

Se procede entónces a la sacarificacion del malt. Esta operacion se efectúa en cubas grandes de madera, con doble fondo lleno de agujeros, de manera que pueda retener la cebada i facilite la introduccion i salida del líquido. En el espacio comprendido entre ámbos fondos, hai un tubo provisto de su llave para dirijir el agua caliente. Puesto el malt en la cuba, se introduce en ella agua a 60° i en cantidad vez i media mayor que el malt; se remueve vivamente la mezcla con unas especies de horquillas, i se deja en reposo durante media hora para que el malt se hidrate lo conveniente; luego se introduce agua a 90° hasta que la temperatura de la mezcla haya llegado a 75°, pues esta es la mas favorable para la sacarificacion; despues de remover de nuevo, se cubre la cuba i se deja reposar durante 3 horas. En este tiempo, la diastasa obra sobre el almidon i lo trasforma en glucosa que se disuelve en el agua. El líquido toma entónces el nombre de *mosto.* Se le saca i traspasa a unos calderos en donde se le hace hervir con oblon. Esta decoccion tiene por objeto el comunicar a la cerveza un principio amargo i aromático que le da sabor i un olor agradable. La proporcion de oblon debe ser de 1 a 2 kilógramos por hectólitro de cerveza.

Cuando el mosto ha sido oblonado se le traspasa a receptáculos en donde se le hace enfriar lo mas rápidamente posible. Se le vierte en seguida en una gran cuba i se le agrega levadura en la proporcion de 2 a 4 kilógramos por cada 1000 litros. La fermentacion principia mui pronto i dura de 24 a 48 horas: la glucosa se cambia en alcohol que queda disuelto en el líquido i en ácido carbónico que se desprende en gran parte. Cuando ha concluido esta fermentacion, se pasa la cerveza a unos toneles cubiertos en donde mui luego se establece una nueva fermentacion; se forma entónces una espuma abundante i espesa, que comprimida en sacos de telas, constituye la *levadura de cerveza.* Cuando esta segunda fermentacion ha concluido, se clarifica la cerveza con cola de pescado i se tapan los toneles.

384. Sidra.—La sidra se prepara con el zumo fermentado de las manzanas. (*)

La fabricacion de la sidra es mui sencilla: se machacan las manzanas por medio de una muela vertical de madera o de piedra, i se deja la pulpa en infusion durante 24 horas en contacto del aire. Esta infusion tiene por objeto el desarrollar en la pulpa un principio co-

(*) En la provincia de Valdivia se prepara en gran cantidad una especie de sidra conocida con el nombre de *chicha de manzana:*

lorante pardo que da a la pulpa un color amarillo. Se somete en seguida la pulpa a la accion de la prensa i se recoje el zumo que esprime. La fermentacion no tarda en producirse: cuando se júzga suficientemente fermentada, se traspasa la sidra a grandes toneles que no se tapan completamente para que la fermentacion pueda concluir lentamente. En este estado, la sidra posee aun un sabor azucarado; embotellada se vuelve espumosa. Pero a medida que la fermentacion se concluye, toma un sabor ácido i lijeramente amargo.

XL.

Alcohol.—Eter sulfúrico.—Eter clorhídrico.—Eter acético.

Alcohol.

385. Alcohol.—El alcohol $C^4H^6O^2$, es un líquido incoloro, mui fluido, de un sabor quemante i de un olor aromático agradable. Su densidad es $= 0,79$; la de su vapor comparada con la densidad del aire es $= 1,589$. Hierve a $+ 78°$ i resiste sin solidificarse hasta $—90°$. Arde al aire con una llama azuleja produciendo ácido carbónico i agua.

$$C^4H^6O^2 + 12O = 4CO^2 + 6HO$$

El alcohol, puesto en presencia del aire i de ciertas sustancias porosas, tales como la esponja de platino, absorbe rápidamente el oxíjeno i se trasforma en ácido acético:

$$C^4H^6O^2 + 4O = C^4H^4O^4 \text{ (ácido acético) } + 2HO.$$

La mayor parte de las materias azoadas de oríjen vejetal producen igualmente la oxidacion del alcohol en contacto del aire. Hé aquí por que el vino, la cerveza, la sidra i otras bebidas alcohólicas, se avinagran tan pronto en contacto del aire.

El alcohol puro ès mui ávido de agua; quita este líquido a todas las materias con las cuales se le pone en contacto. Al instante de combinarse el alcohol puro con el agua se produce calórico, i el volúmen total es menor que la suma de los volúmenes de los dos líquidos.

El alcohol se deja descomponer fácilmente por el cloro: este gas principia por quitarle dos equivalentes de hidrójeno i le convierte en un líquido mui volátil, de un olor etéreo que lleva el nombre de aldehida, $C^4H^4O^2$; continuando su accion se sustituye a los 3 equi. de

hidrójeno i dá oríjen a un producto líquido, de un aspecto aceitoso, susceptible de cristalizar, de un olor penetrante particular i conocido bajo el nombre de *cloral* $C^4HCl^3O^2$.

El ácido sulfúrico ejerce sobre el alcohol una accion mui notable i que varia con la temperatura:

1.° Si la temperatura no pasa de 70°, el ácido sulfúrico se combina directamente con el alcohol i da orijen a la formacion de un ácido particular que lleva el nombre de *ácido sulfovínico*, i cuya composicion espresa la fórmula $HO,C^4H^5O,2SO^3$.

2.° Si la temperatura se eleva hasta 140°, el ácido sulfúrico separa del alcohol un equi. de agua i le trasforma en un líquido volátil llamado *éter sulfúrico:*

$$C^4H^6O^2+SO^3,HO=C^4H^5O \text{ (eter) } +HO+SO^3,HO.$$

3.° Si la temperatura se eleva a 250 o 300°, el ácido sulfúrico separa del alcohol dos equi. de agua i le trasforma en hidrójeno bicarbonado:

$$C^4H^6O^2+SO^3,HO=C^4H^4 \text{ (hidroj. bicarbonado)}+2HO+SO^3,HO.$$

En ámbos casos, el ácido sulfúrico no esperimenta ninguna modificacion. Obra por su sola presencia, sin apoderarse de ninguno de los productos de la descomposicion del alcohol. Para comprobarlo, se suman los pesos de estos productos i se encuentra siempre igual al peso del alcohol descompuesto.

El alcohol se prepara sometiendo a la destilacion el vino, la sidra i todos los licores fermentados que provienen de materias vejetales azucaradas o feculentas. El alcohol, obtenido de esta manera, contiene siempre una cierta cantidad de agua: el líquido conocido bajo el nombre de *aguardiente* contiene 50 o 52 por 100 de su peso de agua; el alcohol ordinario o *espíritu de vino*, contiene 30 o 35 por 100. Destilando el alcohol ordinario sobre la cal viva, se obtiene el alcohol anhidro abosoluto.

Eter sulfúrico, éter clorhídrico, éter acético.

386. ETER SULFÚRICO.—El éter ordinario o sulfúrico, C^4H^5O, es un líquido incoloro, mui fluido, mui volátil, de un olor fuerte i característico, i su sabor es quemante; su densidad es=0,72. Hierve a 35°,6; enfriado a—30°, cristaliza en láminas incoloras i brillantes. El éter sulfúrico arde en el aire con llama dotada de cierto brillo i produce ácido carbónico i vapor de agua. Es soluble en cerca de dos veces

su peso de agua i en todas proporciones en el alcohol. El calor rojo le trasforma en aldehida i en carburos de hidrójeno: el azufre i el fósforo se disuelven lijeramente en este liquido.

El éter sulfúrico se altera mui rápidamente en contacto del aire: absorbe el oxíjeno i se trasforma en ácido acético. El cloro le descompone: se apodera de su hidrójeno para formar ácido clorhídrico i le hace pasar al estado de éter perclorado, C^4Cl^5O. El ácido nítrico, bajo la influencia del calor, le cambia en aldehida, en ácido oxálico i en ácido carbónico.

El éter sulfúrico se prepara calentando, en una retorta tubulada, a 140°, una mezcla de 5 partes de alcohol i 9 de ácido sulfúrico. El cuello de la retorta enchufa en un recipiente enfriado en donde se condensan los vapores de éter; el otro gollete de la retorta comunica con un frasco lleno de alcohol, para reemplazar a cada instante el líquido que destila:

$$C_4H_6O^2+SO^3,HO=C^4H^5O+HO+SO^3,HO.$$

Sustituyendo el ácido sulfúrico, en la preparacion del éter ordinario, por otro ácido oxijenado, como el ácido nítrico, el ácido acético, el ácido oxálico, etc., se obtienen éteres particulares, en los cuales la molécula de éter ordinario se encuentra combinada con un equi. de ácido: así, el *éter nítrico* tiene por fórmula, C^4H^5O,AzO^5: el *éter acético*, $C^4H^5O,C^4H^3O^3$; el *éter oxálico*, C^4H^5O,C^2O^3; *etc.*

Cuando se trata el alcohol por los hidrácidos, se produce otra variedad de éteres, en los cuales el equi. de oxíjeno del éter ordinario se encuentra reemplazado por un equi. del radical del hidrácido; ejemplo: el *éter clorhídrico*, C^4H^5Cl; el *éter iodhídrico* C^4H^5I.

Para esplicar estas diversas combinaciones, consideran algunos químicos al éter sulfúrico, C^4H^5O, como *óxido* de un radical hipotético llamado *etilo*, cuya fórmula seria C^4H^5. En esta hipótesis, el éter nítrico, C^4H^5O,AzO^5, es un nitrato de óxido de etilo; el éter clorhídrico, C^4H^5Cl, un cloruro de etilo, etc.

387. Éter clorhídrico.—El éter clorhídrico, C^4H^5Cl, es un líquido incoloro, de un olor vivo i algo aliáceo. Hierve a 12°,5; por consiguiente, para conservar este cuerpo líquido a la temperatura ordinaria, es necesario encerrarlo en frascos sólidamente tapados. Su densidad a 0° es=0,921, la de su vapor es=2,235. El éter clorhídrico se disuelve en 50 partes de agua i en todas proporciones en el alcohol. La potasa i la sosa le descomponen inmediatamente en alcohol i en ácido clorhídrico; el ácido sulfúrico anhidro le absorbe i forma con él un líquido fumante al aire.

Para obtener el éter clorhídrico, basta destilar, a una baja tempe-

ratura, una mezcla de alcohol i ácido clorhídrico, i recojer los vapores en un recipiente rodeado de hielo:

$$C^4H^6O^2 + HCl = C^4H^5Cl + 2HO.$$

Al lado del éter clorhídrico se coloca un cuerpo que tiene cierta analojía con él aunque no pertenece a la clase de los éteres. Este cuerpo conocido bajo el nombre de *cloroformo*, es un líquido incoloro, mas denso que el agua, su sabor es azucarado, de un olor vivo que se parece al olor de manzanas. Hierve a 60°, es insoluble en el agua i mui soluble en el alcohol i en el éter sulfúrico.

El cloroformo se prepara destilando litro i medio de alcohol sobre 10 quilógramos de cloruro de calcio i 5 de cal viva préviamente desleida en 30 o 40 litros de agua. La destilacion se hace en el baño-maria i a la temperatura de 40°. El cloroformo se emplea para adormecer i quitar la sensibilidad a los individuos que deben sufrir alguna operacion quirúrjica.

388. Eter acetico.—El éter acético, $C^4H^5O, C^4H^3O^3$, es un líquido incoloro, de un olor agradable i su densidad a 15° es $=0{,}89$. Se disuelve en 7 partes de agua i en todas proporciones en el alcohol i en el éter sulfúrico.

El éter acético se obtiene calentando en una retorta una mezcla de 10 partes de acetato de sosa, de 15 partes de ácido sulfúrico i de 6 partes de alcohol. Se forma sulfato de sosa que queda en la retorta, éter acético i vapor de agua que destilan:

$$NaO, C^4H^3O^3 + SO^3 + C^4H^6O^2 = NaO, SO^3 + C^4H^5O, C^4H^3O^3 + HO.$$

El éter acético se emplea en medicina para combatir las neuráljias.

XLI.

Aceites i grasas. Su jabonificacion. Jabones usuales.—Acidos grasos. Velas estearinas.—Aceites esenciales, resinas, bálsamos, barnices.—Materias colorantes. Nociones sobre la tintura i la impresion de los jéneros.

Aceites i grasas.

389. Cuerpos grasos.—Las materias grasas conocidas bajo los nombres de aceite, grasa, sebo, etc., están formadas por una mezcla de varios principios inmediatos en proporciones variables de los cuales los principales son: la *estearina*, la *margarina* i la *oleina*. Bajo la

influencia de los álcalis, estos principios se separan i dan oríjen a la formacion de *ácidos grasos*, que quedan combinados con los álcalis, i a un principio particular llamado *glicerina* $C^3H^4O^3$. Así, la estearina produce *ácido esteárico* i glicerina; la margarina produce *ácido margárico* i glicerina; la oleina, *ácido oléico* i glicerina.

La *estearina* es una sustancia blanca mui combustible, sin olor ni sabor; se funde a 62.° Es insoluble en el agua i soluble en el alcohol hirviendo; pero solo se disuelve en mui pequeña cantidad en el alcohol i en el éter frio. Bajo la influencia de las bases, particularmente de la potasa, la sosa i la cal, i de una ebullicion prolongada en el agua, absorbe dos equivalentes de este líquido i se *jabonifica*, es decir, se trasforma en ácido esteárico, que forma con la base un estearato alcalino, i en glicerina que queda libre.

La estearina existe en casi todas las grasas sólidas i en muchos aceites vejetales, mezclada con margarina i oleina; se le obtiene calentando sebo de carnero con 8 o 10 veces su peso de éter. La oleina i la estearina que componen en su mayor parte el sebo, se disuelven al mismo tiempo; pero dejando enfriar, la estearina se precipita, miéntras que la oleina queda en disolucion.

La *margarina* es una sustancia blanca i sólida; en presencia de los ácalis se trasforma, como la estearina, en ácido margánico i en glicerina. Se diferencia de la estearina en su punto de fusion, que es 47,° i por su mayor solubilidad en el éter. La margarina se encuentra en la grasa humana, esclusivamente compuesta de margarato de oleina; se encuentra tambien en el aceite de olivas i en muchas otras materias grasas.

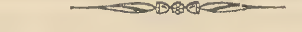
Para obtener este cuerpo, se hace obrar el alcohol hirviendo sobre la grasa humana, dejando enfriar el líquido, la margarina se precipita en hojas micáceas.

La *oleina* es una sustancia líquida, lijeramente amarillosa, insoluble en el agua, soluble en el alcohol frio i soluble en todas proporciones en el éter. En contacto de los álcalis se comporta del mismo modo que los dos cuerpos anteriores, es decir, que se trasforma en ácido oléico i en glicerina. La oleina existe en los aceites i en las grasas: tratando éstas por el alcohol hirviendo, la estearina i la margarina se separan por enfriamiento, miéntras que la oleina queda disuelta; se la separa en seguida del alcohol por evaporacion.

Los cuerpos grasos de oríjen vejetal o animal se componen, como ya hemos dicho, en su mayor parte de estos tres principios mezclados: la oleina predomina en los aceites, la estearina i la margarina en las grasas. La accion de los álcalis sobre estos principios, permite el considerarlos como combinaciones anhidras de los ácidos esteárico, margárico i oleico con la glicerina. Así, muchos químicos consideran la estearina como un *estearato de glicerina*, la margarina, como un *margarato de glicerina* i la *oleina*, como un *oleato de glicerina.*

Los cuerpos grasos, i particularmente los aceites, absorben el oxíjeno del aire, pero con una actividad variable.

Entre los aceites hai algunos que solo se combinan con una cantidad mui pequeña de este gas i no cambian sensiblemente de aspecto; toman un olor desagradable i se dice entónces que se *enrancian*: tales son los aceites de olivas, de nabos, de colza, etc. Otros absorben una cantidad mayor de oxíjeno, se ponen espesos i concluyen por solidificarse, tomando un aspecto parecido a las resinas; se les emplea en la pintura bajo el nombre de *aceites secantes*: tales son los aceites de linaza, de nueces, de cañamones, etc.



Jabonificacion. Jabones usuales.

390. Jabonificacion.—Los *jabones* son verdaderas sales formadas por la combinacion de los ácidos grasos, esteárico, margárico i oléico, con los óxidos metálicos.

Los jabones que se emplean mas ordinariamente tienen por base la potasa o la sosa; son, por consecuencia, estearatos, margaratos i oleatos de potasa o sosa. Los jabones de potasa de sosa o de amoniaco son los únicos solubles en el agua, tambien lo son en el alcohol i en el éter. Los jabones de base de potasa son *blandos*, los de base de sosa, por el contrario, son *duros*. La disolucion acuosa de los jabones se descompone por los ácidos, algunos se apoderan de la base i precipitan los ácidos esteárico, margárico i oléico, bajo la forma de una orchata. Sucede idéntica cosa con todas las sales solubles que no sean de sosa, potasa o amoniaco: estas diferentes sales, vertidas en una disolucion de jabon, producen precipitados insolubles de ácido esteárico, margárico i oléico combinados con sus bases: hé aquí por qué las aguas de pozo, cargadas de sulfato de cal, no pueden disolver el jabon.

Se prepara el jabon uniendo directamente los cuerpos grasos con la potasa o la sosa. Para los jabones blandos se emplean los aceites de cañamones, de linaza, de colza, etc., los que se combinan con la potasa; para los jabones duros, se emplean con preferencia el aceite de olivas, el sebo, etc., que se combinan con la sosa. El emplasto o jabon de plomo, se prepara sometiendo a la ebullicion una mezcla de aceite, de litarjirio o protóxido de plomo i agua.

Acidos grasos, velas estearinas.

391. Acidos grasos.—Los principales ácidos grasos son: los ácidos *esteárico*, *margárico* i *oléico*. Muchos cuerpos grasos, tales como la manteca, la grasa de cabra, etc., contienen ademas ciertos ácidos volátiles, denominados, segun su oríjen, ácido *butírico, cáprico*, *hírcico*, etc., pero que están mui léjos de tener la importancia de los primeros.

Acido esteárico, $C^{68}H^{66}O^{5},2HO$. El ácido esteárico es un cuerpo sólido, blanco i cristalizado en agujas brillantes; insoluble en el agua, pero soluble en todas proporciones en el alcohol i en el éter. Se funde a 70° i arde en el aire con una llama blanca i brillante, produciendo ácido carbónico i agua. Por la destilacion se trasforma en ácido margárico; el ácido nítrico le hace esperimentar la misma modificacion. Se le obtiene descomponiendo por un ácido una disolucion de estearato de potasa: el ácido esteárico, que es insoluble en el agua, se precipita bajo la forma de laminitas cristalinas.

Acido margárico, $C^{34}H^{33}O^{3},HO$. Este ácido es casi idéntico al anterior. No difiere mas que en su punto de fusion, pues éste se funde a 60°, i en su composicion molecular. Se le obtiene, haciendo hervir, durante algunos minutos, ácido esteárico con su peso de ácido nítrico, o descomponiendo por un ácido el margarato de potasa.

Acido oléico, $C^{36}H^{33}O^{3},HO$. El ácido oléico es un líquido incoloro, insípido, insoluble en el agua, mui soluble en el alcohol i en el éter; se solidifica a—12°. Se le prepara tratando el aceite de olivas por la potasa; se forma oleato i margarato de potasa, el cual se descompone en seguida por medio del ácido tártrico. De este modo se obtiene una mezcla de ácido oléico i ácido margárico que se separan por medio del óxido de plomo i del éter.

392. Glicerina.—La glicerina, $C^{3}H^{4}O^{3}$, es un líquido incoloro o amarilloso, de una consistencia mui espesa, i de un sabor azucarado; es soluble en el agua i en el alcohol en todas proporciones e insoluble en el éter. Su densidad es=2,28; arde en el aire con una llama mui luminosa. Esta sustancia presenta alguna analojía con el alcohol en sus propiedades químicas.

La glicerina se forma siempre que se haga obrar las bases sobre los cuerpos grasos que la contienen combinada con los ácidos esteárico, margárico u oléico. Para obtenerla pura, se trata el aceite de olivas por el óxido de plomo; este óxido se combina con los ácidos grasos, margárico i oléico, i deja la glicerina en libertad.

393. Velas estearinas.—Las velas estearinas, cuyo uso es hoi dia tan comun, se componen enteramente de ácido estéarico preparado con el sebo de buei o de carnero.

Para fabricar estas velas, se principia por fundir el sebo en una gran cuba de madera que contenga agua calentada por medio del vapor. Cuando la fusion del sebo es completa, se le agrega cal i se ajita la mezcla durante 6 a 7 horas. Como sabemos, el sebo se compone de estearina i de oleina; bajo la influencia de la cal, estos dos principios se descompen en ácido esteárico i oléico que se combinan con la cal para formar un jabon calcáreo, i en glicerina que se disuelve en el agua. Se saca de la cuba la parte líquida que contiene la glicerina disuelta i se estrae el jabon de cal. En seguida no hai mas que descomponer este jabon i separar los ácidos grasos.

Para esto, se pulveriza el jabon calcáreo; se le coloca en una cuba semejante a la anterior i se vierte por encima ácido sulfúrico diluido. Se calienta lijeramente: el ácido sulfúrico se apodera de la cal para formar sulfato de cal que se deposita en el fondo de la cuba, i los ácidos grasos, puestos en libertad forman una capa aceitosa en la superficie del líquido. Se decanta esta capa aceitosa, i despues de haberla lavado, primero con agua acidulada que le quita las últimas porciones de cal, i en seguida con agua pura, se le introduce en moldes de hierro en donde se solidifica en panes de 3 a 4 kilógramos.

La materia que se obtiene de este modo, no es mas que una mezcla de ácido esteárico i oléico. Para estraer el ácido esteárico, que es el que debe entrar en la composicion de las velas, se envuelven los panes en una sarga i se le somete a la accion de una prensa hidráulica. El ácido oléico se escapa, i queda bajo la prensa una torta sólida compuesta enteramente de ácido esteárico. Se funde nuevamente este ácido, i despues de haberlo purificado por muchas locciones con agua hirviendo, se le vierte en moldes cilíndricos de plomo, de los cuales cada uno lleva en su eje una mecha trenzada de algodon.

Cuando se sacan las velas de sus moldes se les blanquea esponiéndolas algun tiempo a la luz i a la humedad, i se pule la superficie frotándolas con un paño.



Aceites esenciales, resinas, barnices.

394. Aceites volatiles.—Los aceites volátiles o *esencias*, son sustancias aceitosas i volátiles que, o bien existen formadas en las plantas, o bien no se producen sino por influencia de una especie de fermentacion que esperimentan ciertos principios vejetales en presencia del agua. Son incoloros o lijeramente coloreados, mas lijeros

o mas densos que el agua; de un olor vivo, muchas veces agradable; de un sabor quemante.

Sometidas a la accion del calor, las esencias se volatilizan a una temperatura que varia entre 100 i 200°; arden con una llama poco luminosa. Espuestas al aire, absorben poco a poco el oxíjeno i se trasforman en materias resinosas. El ácido nítrico obra con mucha enerjía sobre ellas i determina muchas veces su inflamacion; el ácido clorhídrico es absorbido por algunas esencias, resultando de esta absorcion, cuerpos sólidos, blancos i cristalizados, conocidos bajo el nombre de *alcanfor artificial.*

Los aceites volátiles son en jeneral solubles en todas proporciones en el alcohol, el éter i los aceites grasos; el agua solo los disuelve en mui corta proporcion. Algunas esencias pueden disolver el azufre i el fósforo.

La composicion de los aceites volátiles es mui variable. Algunos no contienen mas que carbon e hidrójeno, tal es la esencia de trebentina; otros contienen carbon, hidrójeno i oxíjeno; algunos, en fin, contienen, ademas de estos tres elementos, azoe i azufre: de aquí se deducen tres categorías de aceites volátiles.

Las esencias se estraen comprimiendo simplemente las sustancias vejetales que las contienen, o bien destilando con el agua estas sustancias. Las principales esencias son: la de trebentina i de limon, el alcanfor, la esencia de almendra amarga i la esencia de mostaza.

La *esencia de trebentina* $C^{20}H^{16}$, es un líquido incoloro, mui fluido, de un olor fuerte, de un sabor acre i ardiente. Su densidad es $=0,86$; hierve 156° i arde en el aire con una llama poco brillante. Es insoluble en el agua, mui soluble en el alcohol i en el éter. Espuesto al aire, absorbe oxíjeno i se trasforma en una resina análoga a la colofania. Forma con el ácido clorhídrico, el alcanfor artificial $C^{20}H^{16},HCl$. Se le obtiene destilando la trebentina sacada del *pinus marítima,* la cual es una mezcla de colofania i de esencia de trebentina.

La *esencia de limon* $C^{10}H^{8}$, es un líquido lijeramente teñido de amarillo i de olor agradable. Tiene la mayor anolojía con la esencia de trebentina i se comporta como ésta con los reactivos. Se le estrae por compresion de la corteza del limon i se le purifica en seguida por la destilacion.

El *alcanfor* $C^{20}H^{16}O^{2}$, es un cuerpo sólido, blanco, quebradizo i de un olor característico. Su densidad es$=0,996$; se funde a 175° i hierve a 204°. Se volatiliza a la temperatura ordinaria i arde con llama en contacto del aire; casi insoluble en el agua, se disuelve mui bien en el alcohol i en el éter. Se le prepara destilando con una pe-

queña cantidad de agua, las ramas i hojas del *laurus camphora*, en donde existe formado.

La *esencia de almendras amargas*, $C^{14}H^6O^2$, es un líquido incoloro, mui venenoso, de un olor carcterístico; su densidad es=1,043. Hierve a 180°; se disuelve en 30 partes de agua, i arde con una llama oscurecida. Espuesta al aire absorbe dos equivalentes de oxíjeno, i se trasforma en ácido benzoico. La esencia de almendras amargas no preexiste en las almendras; se forma cuando se destila el agua sobre las almendras, a consecuencia de una especie de fermentacion que esperimenta un principio que contiene i que se designa con el nombre de *amigdalina*.

La *esencia de mostaza* $C^8H^5AzS^2$ es líquida, incolora, trasparente, de un olor vivo i penetrante; es excesivamente cáustica. Su densidad es=1,010; hierve a 148°: disuelve en caliente al azufre i al fósforo. Esta esencia no existe formada en la semilla de mostaza; resulta, como la anterior, de una especie de fermentacion que se opera en esta semilla cuando se destila con el agua. Esta fermentacion puede ser impedida por una temperatura mui elevada, por los ácidos i por los álcalis; por esta razon se debe evitar el empleo de estos ajentes en la preparacion de sinapismos o baños con mostaza.

395. Resinas.—Las resinas son cuerpos sólidos, fijos, mas o ménos trasparentes i muchas veces de color amarillo o pardo. Provienen casi todas de los jugos espesos de ciertos vejetales, principalmente de la familia de los coníferos, en donde existen en estado de disolucion en las esencias. Todos estos cuerpos se componen de carbono, hidrójeno i oxíjeno; arden en contacto del aire con una llama amarilla, espesa i poco brillante, i dan por la destilacion en vasos cerrados, carburos de hidrójeno, de los cuales se hace uso como gas de alumbrado.

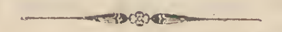
Todas las resinas son insolubles en el agua; se disuelven fácilmente en el alcohol, algunas en el éter i en los aceites fijos o volátiles. En presencia de los álcalis, hacen el papel de ácidos débiles i forman con ellos combinaciones definidas que se consideran como verdaderos *jabones de resina*. El ácido nítrico las trasforma en ácido oxálico i en diversos productos oxijenados.

Las principales resinas son: la *colofania*, la *resina copal*, la *goma gutta*, la *goma laca*, *etc*. Se designan mas particularmente bajo el nombre de *bálsamos*, ciertas resinas que contienen ácido benzoico o cinámico que puede estraerse por destilacion, tales son: el *bálsamo de Tolu*, el *bálsamo del Perú* i otros.

396. Barnices.—Los barnices no son otra cosa que resinas o bálsamos en disolucion en el alcohol, en las esencias o aceites secan-

tes. Aplicadas en capas delgadas sobre diversos objetos, estas disoluciones se secan rápidamente al aire i preservan la superficie que cubren de la accion destructora de la humedad i otros ajentes físicos.

Los barnices de alcohol se emplean jeneralmente para los muebles i otros objetos de madera o de cuero; los barnices de esencias i los barnices gruesos sirven mas particularmente para cubrir las mesas, los entablados pintados con aceites i algunos metales que se quieren librar de la oxidacion.



Materias colorantes.

397. Materias colorantes.—Las materias colorantes de que se hace uso para teñir los jéneros se encuentran principalmente en el reino vejetal; el reino animal no suministra mas que un corto número, entre las cuales citaremos la cochinilla i el Kermen. Estas materias no existen siempre en la organizacion vejetal: algunas se desarrollan solamente cuando se someten ciertas sustancias orgánicas, incoloras o poco coloreadas, a la influencia del aire o de diversos ajentes químicos.

La luz solar, el carbon animal, el ácido sulfuroso i el cloro descoloran casi todas las materias colorantes; ninguna resiste a este último ajente. Los óxidos metálicos se combinan con un gran número de estas materias, para formar compuestos insolubles que ofrecen las mas veces mui hermosos colores i que se emplean en la pintura de aceite i a la aguada.

La composicion de las materias colorantes es mui variable: en jeneral, contienen carbono, hidrójeno, oxíjeno i algunas veces azoe.

398. Teoria del tinte.—El tinte tiene por objeto el fijar los principios colorantes sobre las hebras de los tejidos de algodon, de lino, de lana i de seda, previamente blanqueados por una esposicion prolongada al aire i a la luz o bien por la accion del cloro. Para favorecer la combinacion de estos tejidos con la materia colorante i para dar a los colores mas brillo i solidez, se principia por depositar en la superficie de los jéneros que se quieren teñir, ciertas sustancias salinas que se designan bajo el nombre de *mordientes*, i que gozan de la propiedad de formar con las materias colorantes combinaciones bastante estables para resistir al lavado. Los mordientes que se emplean mas jeneralmente son: el alumbre, el protocloruro de estaño i el acetato de alúmina. Hecho esto, no hai mas que sumerjir el tejido en el *baño de tintura*, es decir, en una disolucion cargada de materia colorante, i mantenida a una temperatura mas o ménos elevada, segun la natura-

leza del tejido i el color que se quiere obtener. Hé aquí las principales materias colorantes de que se hace uso jeneralmente.

Tinta roja.—La *garancina*, cuyas raices contienen dos principios colorantes, la *alizarina* i la *rubiacina*; la madera de *campeche*, que contiene *hermatino*; la *orchilla*, que no existe en los vejetales, pero que se forma cuando se deja podrir, bajo la influencia del aire i el amoniaco, ciertos líquenes; la *cochinilla*, que no es otra cosa que un pequeño insecto que vive sobre ciertos cactus de las Antillas i que contiene *carmin*; el *kermes*, otro insecto del mismo jénero, pero ménos rico en materia colorante.

Tinta azul.—El *indigo*, perteneciente a muchas especies de plantas del jénero *indigofera*; el *azul de Prusia*; el *tornasol*, que no existe formado en los vejetales, pero se produce, como la orchilla, en la putrefaccion de ciertos líquenes del jénero *rocella*, bajo la influencia del aire i del amoniaco. Esta materia colorante es primitivamente roja, i solo se pone azul mediante la accion del amoniaco. Esto esplica la accion que ejercen sobre esta tintura los ácidos i los álcalis.

Tinta amarilla.—El *quercitron*, corteza de cierta clase de encinas, el *quercus nigra*; la *gualda* (*reseda luteola*,) que contiene un principio mui rico, la luteolina; la *madera amarilla*, producida por una especie de morera; la *curcuma*, cuyas raices contienen otro principio amarillo, la *curcumina*.

Tinta negra.—La *nuez de agallas*, el *campeche* i el sulfato de hierro son las materias que ordinariamente se emplean.

Tinta de colores compuestos.—Estas tintas se obtienen combinando entre sí los colores precedentes: así, se tiñen de verde los tejidos, sumerjiéndolos desde luego en un baño azul, en seguida en un baño amarillo; para teñir de color violado, de color de lilas, color púrpura, etc., se emplean baños azules i rojos; para obtener color anaranjado, capuchino, etc., se emplean baños rojos i amarillos; etc.

399. Impresion sobre las telas.—Se designa bajo este nombre el conjunto de operaciones por medio de las cuales se producen sobre un mismo jénero dibujos de diferentes colores. Estas impresiones se fundan en dos procedimientos diversos; la *impresion directa* i la *impresion por via de tintura*.

La impresion directa consiste en imprimir el dibujo sobre el jénero valiéndose de chapas de madera grabadas en relieve, o de rodillos con dibujos en relieve o en hueco. Se deposita sobre estas planchas o sobre estos rodillos la materia colorante mezclada con su mordiente, i espesada con almidon, goma, jelatina o tierra de pipas. Cuando se

ha ejecutado la impresion, se espone el jénero a la accion del vapor de agua con el fin de aumentar el brillo de los colores i hacerlos mas fijos.

La impresion por via de tintura consiste en imprimir desde luego sobre el jénero, con un mordiente apropiado a la naturaleza del tejido i al color que se quiere obtener, el dibujo que se quiere imprimir. Se sumerje en seguida el jénero en el baño de tintura; la materia colorante no se fija de una manera estable, mas que sobre las partes del jénero que han recibido el mordiente, de manera que basta lavar éste para que el dibujo quede solo. Algunas veces se procede de una manera inversa: se imprime el dibujo con una materia grasa i se pasa el mordiente: el dibujo queda así *reservado*, es decir, no toma mordiente; de manera que, sumerjiendo el jénero en la tintura, el fondo solo se tiñe i el dibujo queda en blanco. En fin, sucede a veces que sobre un jénero pintado de un modo uniforme, se imprime el dibujo con un ácido vejetal, ordinariamente el ácido cítrico o el ácido tártrico, que toman en este caso el nombre de *roedor*. Se sumerje en seguida el jénero en un baño de hipoclorico de cal; el dibujo cargado de ácido se descolora inmediatamente, miéntras que el fondo conserva su color intacto.

XLII.

Materias animales neutras: albúmina, fibrina, cáseo, jelatina.—Urea. Acido úrico.—*Fermentacion pútrida.* Conservacion de las materias animales

Materias animales neutras: albúmina, fibrina, cáseo, jelatina.

400. Albumina.—Esta materia se encuentra mui repartida en la organizacion animal; se le encuentra principalmente en estado de disolucion en muchos líquidos orgánicos, tales como la sangre i la clara de huevos. Es incoloro, trasparente, inodoro i mas pesado que el agua. A la temperatura de 60°, se coagula i da albúmina sólida, dura, opaca i blanca. La albúmina contenida en el suero de la sangre solo se coagula a 70°. La electricidad voltaica, el ácido nítrico, el ácido clorhídrico, i el alcohol absoluto la coagulan al instante. Los álcalis por el contrario, la vuelven mas fluida si están en disolucion dilatada. El bicloruro de mercurio forma con esta sustancia un compuesto insoluble, lo que esplica el empleo de la albúmina como contra-veneno de este cuerpo. La albúmina se emplea como alimento i para clarificar un gran número de líquidos turbios; esta clarificacion se debe a la propiedad que posee de arrastrar, al coagularse, las moléculas ténues que alteran la trasparencia de los líquidos.

La albúmina se compone de carbono, hidrójeno, oxíjeno i azoe.

401. FIBRINA.—Esta sustancia se encuentra en la sangre i en los músculos, los que se componen casi esclusivamente de fibrina. Es sólida, blanca o gris, insípida, inodora i mas pesada que el agua; es blanda i lijeramente elástica; seca se pone dura i quebradiza. Calentada hasta 200° se descompone i produce mucho carbonato de amoniaco. Es insoluble en el agua fria i no se altera en el alcohol. El ácido sulfúrico la disuelve i la hace tomar un color rojo pardo; el ácido nítrico la colora de amarillo, el ácido acético la trasforma en una masa jelatinosa que puede disolverse en el agua caliente. La potasa i la sosa cáustica la disuelven rápidamente. Se compone de carbon, de hidrójeno, de oxíjeno i de azoe. Para obtener la fibrina en estado puro, se bate la sangre recien estraida de las venas con unos palillos; la fibrina se coagula i se queda pegada a éstos en forma de filamentos incoloros, que luego se lavan con mucha agua para separarlos de otros principios solubles o insolubles de la sangre; despues de secos se tratan sucesivamente con el alcohol i el éter, que les quitan las sustancias grasas. Por último se lava la fibrina con una disolucion mui diluida de ácido clorhídrico, i luego con agua destilada.

Segun la opinion de algunos químicos, la albúmina i la fibrina contienen fósforo, azufre i algunas sales; segun ellos, no son mas que una especie de combinacion de estos cuerpos con un principio inmediato llamado *proteina*, que se compone únicamente de carbono, hidrójeno, oxíjeno i azoe, $C^{36}H^{25}Az^{4}O^{10}$.

402. CASEO.—El cáseo o *caseino* es una materia que existe disuelta en la leche, de la cual se precipita en grumos blancos i opacos por los ácidos. Su composicion es la misma que la de la albúmina; esta sustancia es la que constituye la parte nutritiva de la leche i la que suministra a los animales pequeños los elementos plásticos necesarios al desarrollo de sus órganos. La caseina es casi insoluble en el agua, pero se disuelve mui fácilmente en los licores alcalinos. Los quesos se componen en su mayor parte de caseina mas o ménos modificada. La caseina, abandonada a sí misma, se altera i da lugar a la formacion de diversos productos de putrefaccion, entre los cuales se encuentra un principio inmediato conocido con el nombre de *leucina*.

403. JELATINA.—La jelatina $C^{13}H^{10}Az^{2}O^{5}$, es una sustancia sólida, quebradiza, trasparente, incolora, inodora e insípida; el agua fria la reblandece i el agua a 100° la disuelve. Esta disolucion es incolora i se traba en jalea por el enfriamiento; el tanino i el alcohol la precipitan completamente.

La jelatina se prepara haciendo hervir por mucho tiempo i en mucha agua, la piel, los huesos, etc. etc., se filtra el líquido i se le deja reposar: cuando se haya concentrado suficientemente se le vierte en moldes en donde se solidifica en tablas por enfriamiento. Preparada

de este modo, la jelatina toma el nombre de *cola fuerte*. La materia qne se encuentra en el comercio con el nombre de *cola de pescado*, es jelatina pura que proviene de la vejiga natatoria del esturion, secándola simplemente al sol o en una estufa. Se le emplea principalmente para clarificar el vino, la cerveza i otros líquidos que fermentan.

Urea, ácido úrico.

404. UREA.—La úrea, $C^2H^4Az^2O^2$, es una sustancia que se encuentra en mucha abundancia en la orina del hombre i de los mamíferos carnívoros: un adulto produce en termino medio, 30 a 50 gramos por dia. Esta sustancia es blanca, incolora, inodora, mui soluble en el agua, ménos soluble en el alcohol i cristaliza en prismas de 4 caras.

La úrea se combina con los ácidos haciendo el papel de base. Disuelta en el agua i calentada con álcalis cáusticos se apodera de 4 equi. de agua i se trasforma en carbonato de amoniaco.

$$C^2H^4Az^2O^2+4HO=2(AzH^3HO,CO^2).$$

Esta trasformacion de la úrea en carbonato de amoniaco, se opera mui fácilmente en la orina, en donde está mezclada con materias albuminosas que ejercen sobre ella una accion especial de fermentacion. Hé aquí porque la orina, abandonada a sí misma, no tarda en tomar un olor amoniacal mui pronunciado.

Para preparar la úrea, se evapora la orina fresca, a un calor suave, hasta reducir su volúmen a la décima parte, en seguida se le agrega ácido nítrico. Se forma entónces nitrato de úrea que se deposita en pequeños cristales. Se recojen estos cristales i se les trata por la barita que se apodera del ácido nítrico i deja la ùrea en libertad.

Puede tambien producirse artificialmente la úrea, descomponiendo el cianato de potasa por el sulfato de amoniaco, se obtiene de este modo sulfato de potasa i úrea:

$$KO,C^2AzO\text{(cian. de pot.)}+AzH^3HO,SO^3=KO,SO^3+C^2H^4Az^2O^2\text{(úrea)}$$

405. ACIDO URICO.—El ácido úrico, $C^{10}H^4Az^4O^6$, se encuetra como la úrea, en las orinas de todos los animales, i en particular en los escrementos de los pájaros i en la orina medio sólida de las serpientes.

El *guano*, que se emplea como abono en la agricultura, i que no es otra cosa que los escrementos de los pájaros de mar, se compone casi enteramente de urato de amoniaco. El ácido úrico es un cuerpo

blanco, sin sabor ni olor, cristalizable en pequeñas láminas, soluble solamente en 1000 veces su peso de agua fria. Se combina con todas las bases, pero solo los uratos alcalinos son solubles. El ácido nítrico le colora en amarillo, i por la evaporacion deja un residuo rojo de púrpura.

Para obtener el ácido úrico, se tratan las materias que lo contengan en gran cantidad, como ciertos cálculos urinarios, los escrementos de pájaros o de serpiente, por una disolucion de potasa, la que trasforma la ùrea en un urato alcalino. Se filtra i se agrega al líquido ácido clorhídrico, que se apodera de la potasa i deja libre al ácido úrico.

Conservacion de las materias animales. Fermentacion pútrida.

406. Fermentacion putrida.—Se designa bajo el nombre de *fermentacion pútrida*, la descomposicion espontánea que esperimentan en contacto del aire, del agua i a una temperatura conveniente, ciertas materias orgánicas privadas de la vida.

No todas las sustancias orgánicas esperimentan la fermentacion pútrida con la misma facilidad, los ácidos, los álcalis, las resinas i los aceites volátiles no pueden podrirse. En jeneral, los cuerpos orgánicos caen tanto mas pronto en putrefaccion cuanta mayor cantidad de azoe contengan. Hé aquí porque las materias animales se pudren tanto mas fácilmente que las materias vejetales.

Los productos de la descomposicion pútrida varian con la naturaleza de la sustancia : las materias que no contienen mas que carbono, hidrójeno i oxíjeno, dan agua, ácido carbónico e hidrójeno protocarbonado (gas de los pantanos) ; los que contienen azoe producen ademas acetato i carbonato de amoniaco ; si la materia contiene azufre i fósforo, se desprende de ella hidrójeno sulfurado e hidrójeno fosforado. Estos gases arrastran consigo moléculas de la sustancia pútridas, conocidas bajo el nombre de *miasmas*, que les comunican este olor fétido, propio de la fermentacion pútrida. Queda, en fin, una materia negrusca, compuesta en gran parte de carbono, i que constituye la tierra vejetal o animal, segun el oríjen de la sustancia pútrida.

La fermentacion pútrida solo puede tener lugar de una manera completa bajo la influencia del aire, del agua i de cierto grado de calor. Es fácil conocer el oficio de cada uno de estos diversos ajentes. El agua, reblandeciendo los tejidos orgánicos, disminuye la cohesion de sus principios ; el aire suministra el oxíjeno necesario para la trasformacion del hidrójeno i del carbono en agua i ácido carbónico ; el calor favorece la combinacion, como sucede con todas las combi-

naciones químicas. Tambien se desarrolla electricidad, lo que esplica por que las materias animales se pudren tan rápidamente en tiempo de temporales.

La putrefaccion de las materias orgánicas no se produce jamas a una temperatura inferior a 0°. Se encuentran en Siberia, a la orilla del Oceano glacial, cadáveres enteros de animales que se conservan intactos durante siglos en medio de los trozos de hielo que flotan sobre este mar.

407. Principios del arte del curtidor.—El curtido es una operacion que consiste en combinar la piel de los animales, compuesta en gran parte de jelatina, con una cierta cantidad de tanino o ácido tánico. El objeto de esta operacion es volver la piel imputrescible, mas flexible i ménos permeable a la humedad. La piel curtida toma el nombre de *cuero.*

Las pieles que se destinan al curtido, se lavan desde luego en una corriente de agua hasta que queden enteramente desembarazadas de la sangre i otras materias estrañas que suelen estar adheridas. Se les introduce en seguida en baños llenos de leche de cal en donde se les abandona durante muchas semanas. Poco a poco el tejido se hincha, se reblandece i los pelos que lo cubren pierden su adherencia a tal punto, que para quitarlos basta raspar con un cuchillo sin filo, llamado cuchillo redondo.

Cuando las pieles han sido despojadas de sus pelos, se las hace permanecer durante muchos dias en el agua lijeramente acidulada, con el fin de que se hinchen lo necesario; en seguida se las coloca en pozos de albañilería impermeable en donde debe verificarse el curtido propiamente dicho. Con este objeto se estiende en el fondo de cada pozo una capa de casco (corteza de encina, cáscaras de alcornoque pulverizado) de algunos centímetros de espesor; ce colocan en seguida las pieles unas sobre otras, separándolas por capas de casco, i se cubre el todo con planchas cargadas de piedras. Se hace entónces llegar al pozo el agua suficiente para humedecer toda la masa i se abandona la operacion a sí misma durante 6 u 8 meses, tiempo necesario para obtener una combinacion perfecta de la materia animal con el ácido tánico que contiene la corteza de encina.

Cuando se sacan las pieles de los pozos, se cepillan i se ponen a secar al aire durante algunos dias, luego se someten a un martilleo, que tiene por objeto dar a la piel un grado de consistencia conveniente. En este estado se las introduce en el comercio, donde segun el uso a que se destinan, las adoban o impregnan de materias grasas, o bien las someten a diversas operaciones mecánicas.

408. Conservacion de las materias animales.—Los diversos me-

dios que se emplean para conservar las materias animales pueden reducirse a 3 métodos principales:

1.° La conjelacion;

2.° La disecacion;

3.° El empleo de ajentes antisépticos, es decir, de ciertas sustancias capaces de impedir la fermentacion pútrida.

Este último método es el que se emplea jeneralmente para la conservacion de los objetos de historia natural, de las piezas anatónicas i para embalsamar los cadáveres.

Los principales ajentes antisépticos se dividen en dos clases: los productos volátiles i las materias salinas.

Entre los productos volátiles se colocan, en primer lugar, el alcohol, los éteres, el cloroformo, las esencias, los aceites de esquisto i de hulla i la creosota.

Entre las materias salinas, citaremos los sulfatos de alúmina, de zinc i de cobre, el sulfito de sosa, los cloruros de sodio, de zinc i de bario, el sublimado corrosivo i el arsénico.

Todas estas sustancias gozan de la propiedad de conservar las materias animales, sustituyéndose al agua de combinacion, o bien formando con ella compuestos imputrescibles. Sinembargo seria un error creer que cada una de estas sustancias puede librar de la putrefaccion todas las materias animales. La eleccion del ajente antiséptico debe estar necesariamente subordinada a la naturaleza misma de la sustancia que se quiere conservar i a las circunstancias esteriores en que se encuentra.



ERRATAS NOTABLES.

Pájina 5, línea 11, dice en ; debe leerse a.
Pájina 7, línea 39, dice son destruidos; debe leerse se descomponen.
Pájina 12, línea 24, dice les; debe leerse las.
Pájina 13, línea 36, dice le ; debe leerse la.
Pájina 14, línea 23, dice intercesion ; debe leerse interseccion.
Pájina 19, línea 10, dice al químico ; debe leerse a los químicos.
Pájina 20, línea 36, dice Jénova ; debe leerse Jinebra.
Pájina 21, línea 15, dice al ; debe leerse en. En la misma i en la misma línea, dice Al ; debe leerse En.
Pájina 28, línea 14, dice cléctrica ; debe leerse eléctrica.
Pájina 31, línea 38, dice constatado ; debe leerse comprobado.
Pájina 33, línea 36, dice tomar ; debe leerse en tomar. En la misma pájina i en la línea 39, dice quiere ; debe leerse se quiere.
Pájina 34, línea 32, dice burbajas ; debe leerse burbujas.
Pájina 35, línea 9, dice A ; debe leerse D.
Pájina 36, línea 45, dice K ; debe leerse R.
Pájina 38, línea 15, dice a la ; debe leerse para la. En la misma pájina, línea 18, dice al ; debe leerse en el. Id. línea 25, dice varita ; debe leerse barita. Id. línea 30, dice una; debe leerse un.
Pájina 39, línea 4, dice una ; debe leerse un.
Pájina 40, línea 22, dice FeO ; debe leerse Fe^3O^4.
Pájina 42, línea 22, dice cápla ; debe leerse cápsula.
Pájina 44, línea 33, dice Bounner : debe leerse Brunner. En la misma pájina, línea 37, dice 0°,76 ; debe leerse 0^m,76.
Pájina 45, línea 9, dice sulfúrico ; debe leerse sulfhídrico.
Pájina 46, línea 23, dice pasar ; debe leerse pesar.
Pájina 47, línea 3, dice el ; debe leerse al. En la misma pájina, línea 20, dice Aire ; debe leerse Azoe.
Pájina 49, línea 5, dice sulfúrico ; debe leerse sulfhídrico.
Pájina 57, línea 25, dice $+AzO$; debe leerse $+AzO^2$.
Pájina 59, línea 23, dice 3 (AzH,HCl) ; debe leerse 3 (AzH^3,HCl.) En la misma pájina, línea 27, dice eleveda ; debe leerse elevada.
Pájina 64, línea 35, dice SO ; debe leerse SO^3.
Pájina 65, línea 32, dice ael ; debe leerse del.
Pájina 69, línea 42, dice al peso ; debe leerse en peso.
Pájina 70, línea 20, dice T i T' ; debe leerse *t* i *t'*.

Pájina 71, línea 30, dice T i T' ; debe leerse *t* i *t'*.
Pájina 72, línea 38, dice cámara *c* ; debe leerse cámara C.
Pájina 76, línea 3, dice Sb^gCl^3 ; debe leerse Sb^2Cl^3. En la misma pájina, línea 13, dice Fe,SO^3 ; debe leerse FeO,SO^3.
Pájina 80, línea *b*, dice (fig. 35) ; debe leerse (fig. 36.)
Pájina 88, línea 37, dice soluble ; debe leerse insoluble.
Pájina 96, línea 6, dice PhH ; debe leerse PhH^3.
Pájina 101, línea 16, dice losion ; debe leerse loccion.
Pájina 117, línea 17, dice BaO,CO ; debe leerse BaO,CO^2.
Pájina 134, línea 34, dice bióxido MnO^2 ; debe leerse sesquióxido Mn^2O^3.
Pájina 138, línea 29, dice o el cobre ; debe leerse o el cloro.
Pájina 173, línea 34, dice estañado de los cobres ; debe leerse curtido de los cueros.
Pájina 177, línea 23, dice PHO^5,HO ; debe leerse PhO^5,HO.
Pájina 191, línea 35, dice 2 $(Fe^2O^3)SO$; debe leerse 2 $(Fe^2O^3)SO^3$.
Pájina 193, línea 16, dice $=CO+2CO^2$; debe leerse $=Co+2CO^2$.
Pájina 199, línea 12, dice SnO,SnO ; debe leerse SnO,SnO^2.
Pájina 211, línea 33, dice *calomolano* ; debe leerse *calomelano*.
Pájina 217, línea 13, dice os ; debe leerse los.
Pájina 221, línea 38, dice *se formn* ; debe leerse *se forman*.
Pájina 222, línea 19, dice crónico ; debe leerse crómico. En la misma pájina, línea 30, dice +C ; debe leerse +S.
Pájina 243, línea 24, dice de margarato de ; debe leerse de margarina i de.

INDICE.

Fig. 2
Fig. 1
Fig. 3
S
R
A
B
L
F
C
Fig. 4
Fig. 5
Fig. 6
B
A
Fig. 7
Fig. 8.
c
r
T
a
b
Fig. 9
Fig. 12
T
F
Fig. 13
F
E
E
D
R
t
A
r
p
B
S
C
Fig. 10
D
c
b
a
C
d
F
Fig. 11
a
b
+
−
+
−

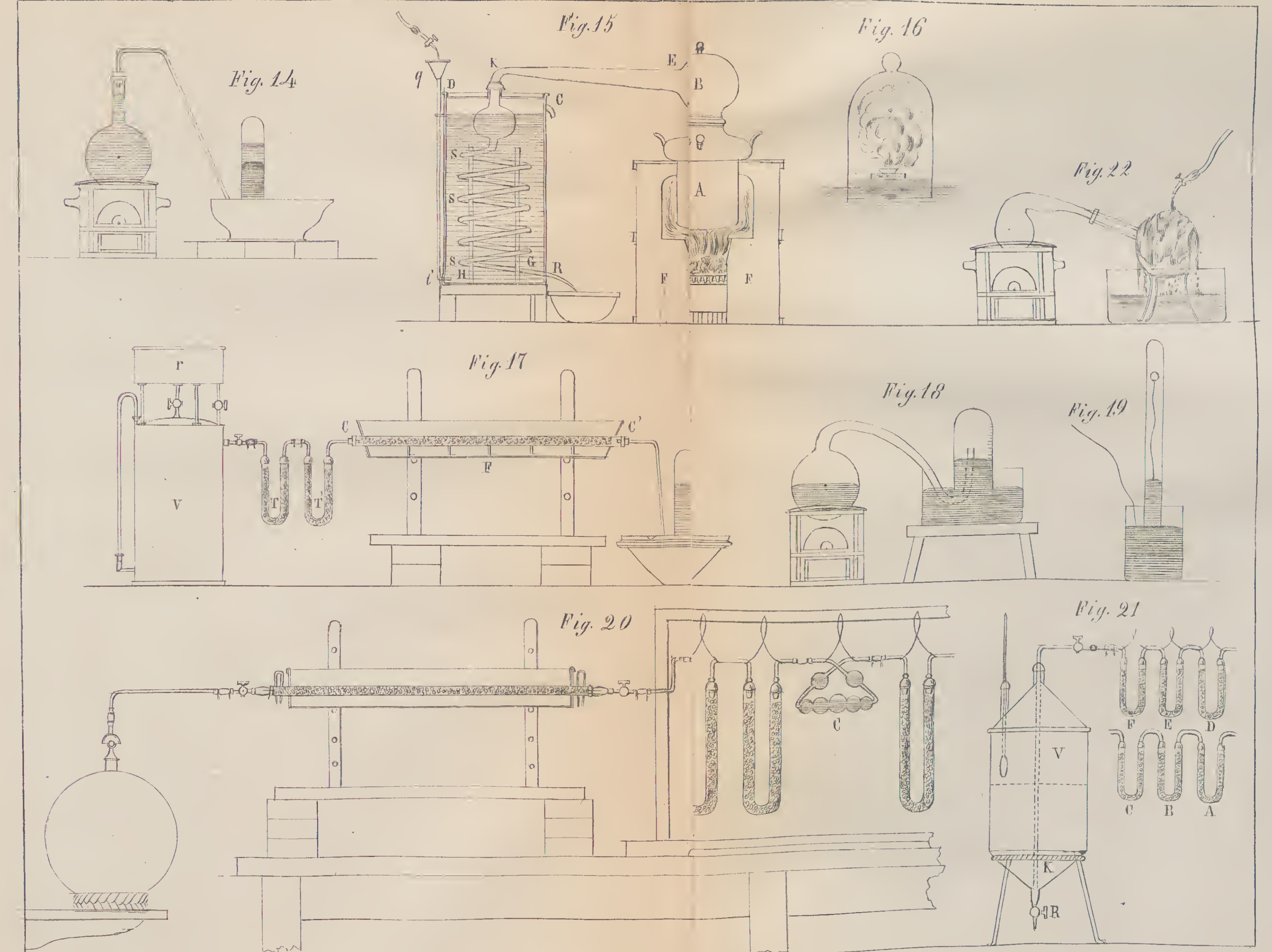
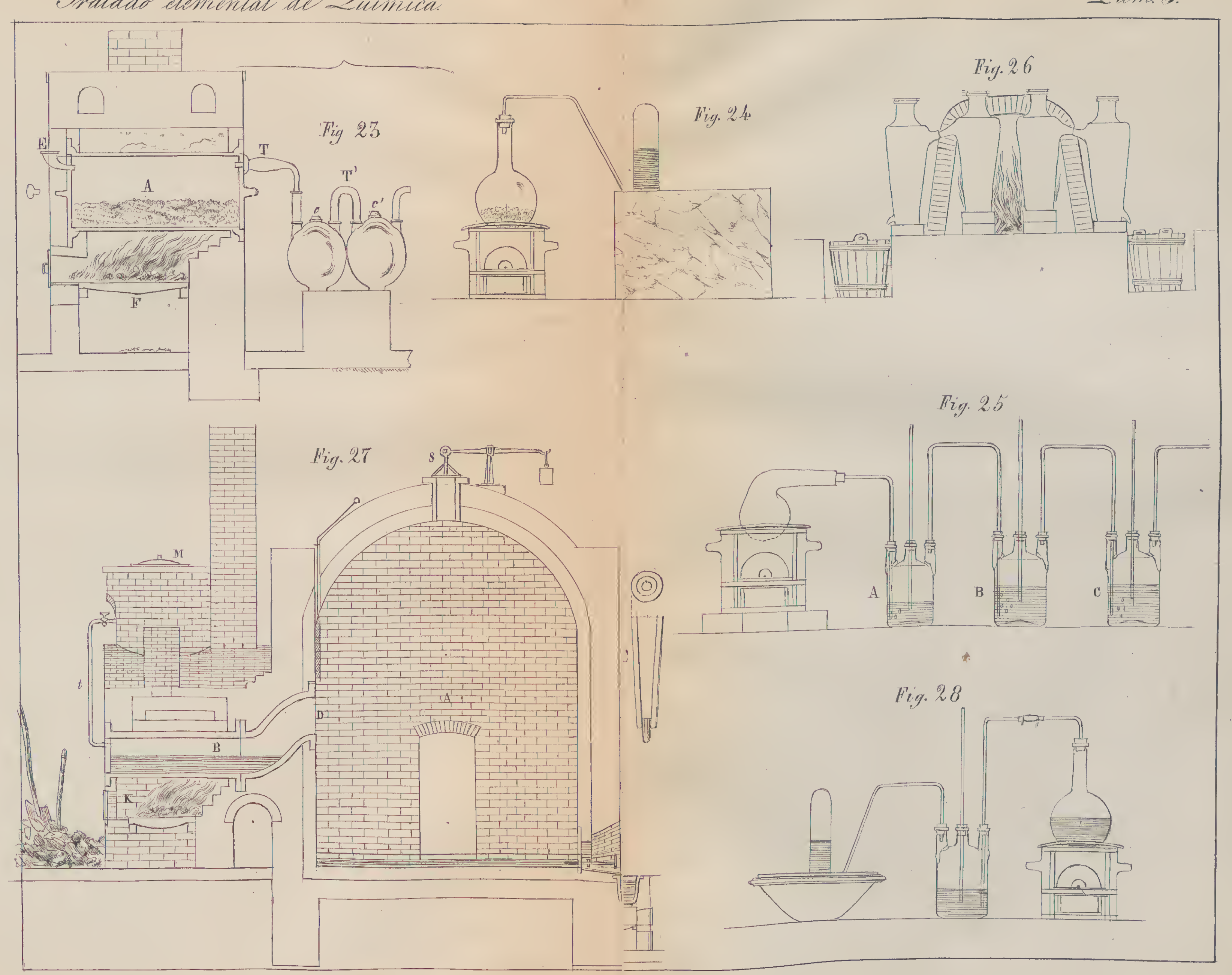
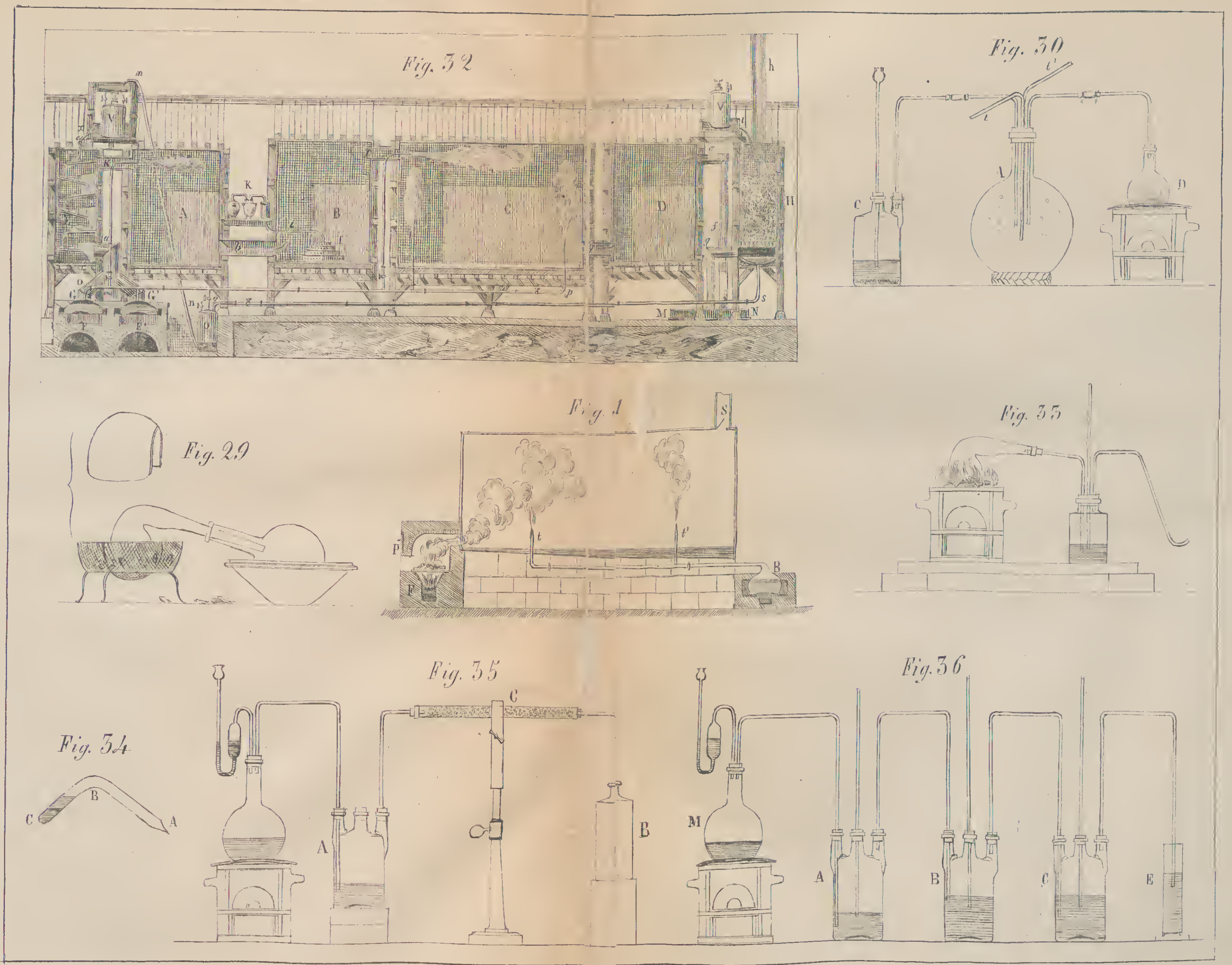
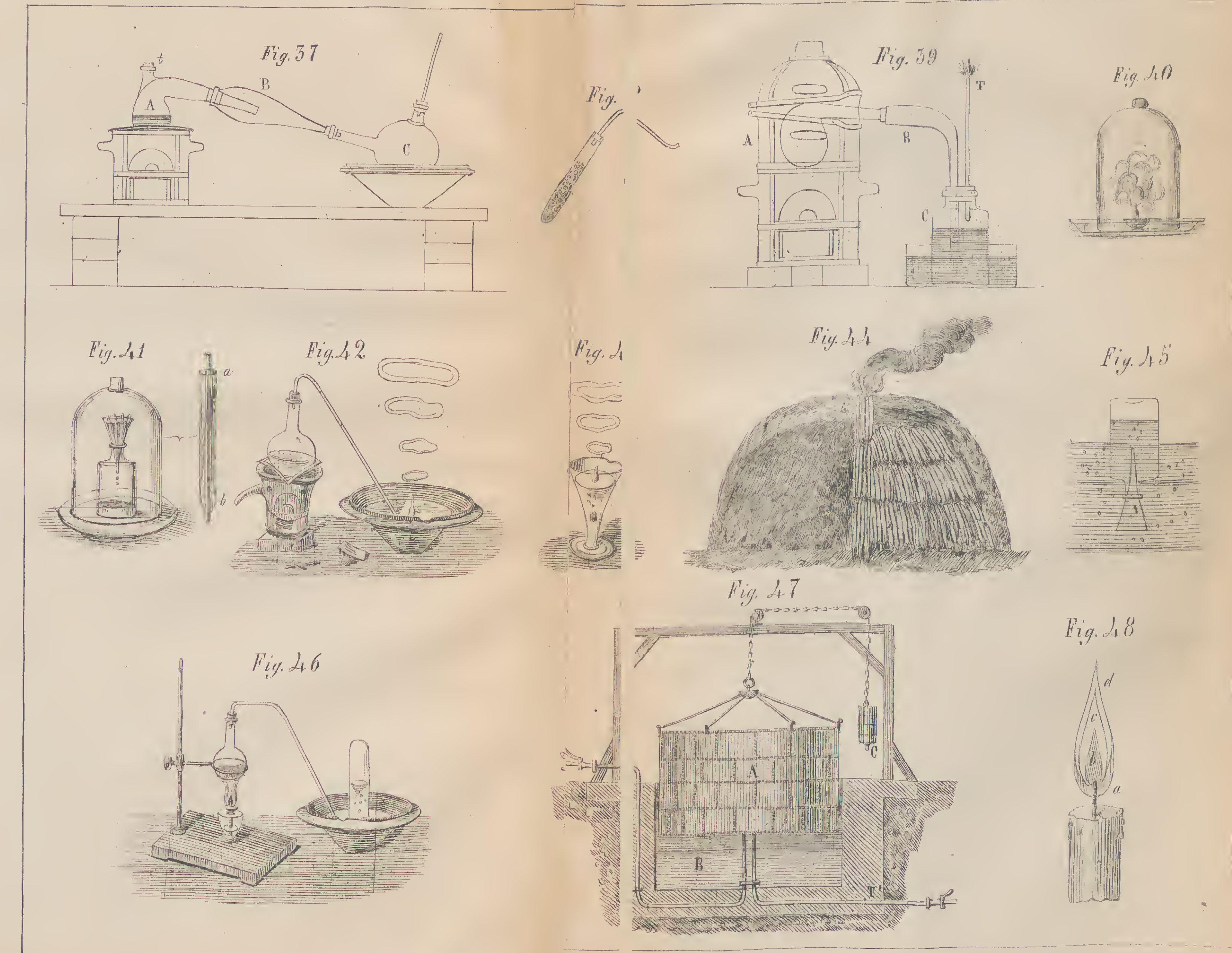
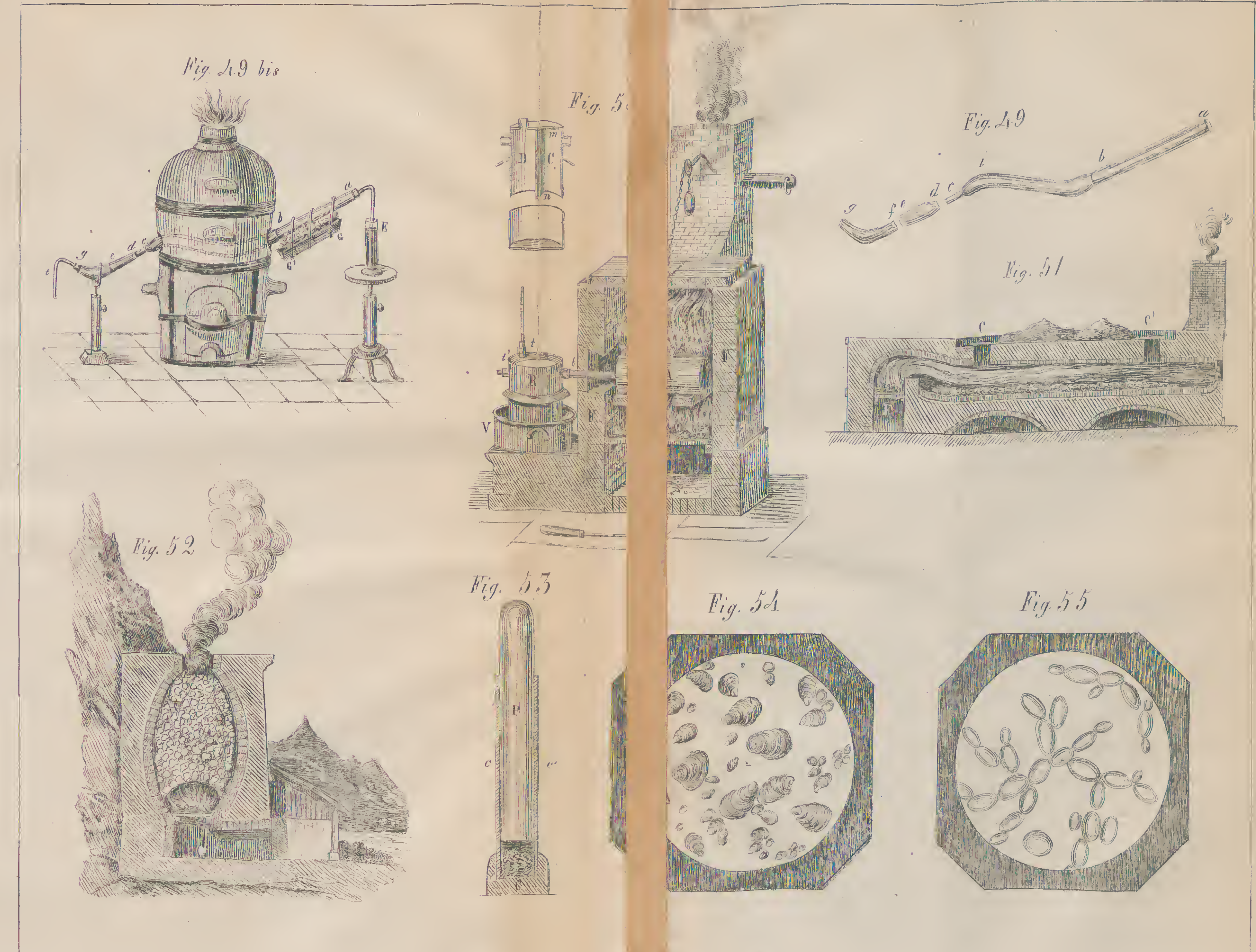


Fig. 14
Fig. 15
q D K C E B A S S S G R H F F
Fig. 16
Fig. 22
Fig. 17
r V T T' C C' F
Fig. 18
Fig. 19
Fig. 20
C
Fig. 21
V K R F E D C B A


Fig 23
E
T
T'
A
c
c'
F
Fig. 24
Fig. 26
Fig. 25
A
B
C
Fig. 27
S
M
t
A
D
B
K
Fig. 28


Fig. 32
Fig. 30
Fig. 29
Fig. 1
Fig. 33
Fig. 34
Fig. 35
Fig. 36


Fig. 37
t
A
B
C
Fig. 39
A
B
C
T
Fig. 40
Fig. 41
a
b
Fig. 42
Fig. 44
Fig. 45
Fig. 46
Fig. 47
A
B
C
T'
Fig. 48
d
c
b
a


Fig. 49 bis
Fig. 5
Fig. 49
Fig. 51
Fig. 52
Fig. 53
Fig. 54
Fig. 55



TRATADO ELEMENTAL

DE QUIMICA

ARREGLADO AL CURSO DE HUMANIDADES

DEL INSTITUTO NACIONAL

POR

DIEGO ANTONIO TORRES.



SANTIAGO.
IMPRENTA DEL INDEPENDIENTE, CALLE DE LOS HUÉRFANOS, NÚM. 64.
1866.

